

ОБЩАЯ ХИМИЯ

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ.
ДЛЯ ИНЖЕНЕРНО-ТЕХНИЧЕСКИХ
НАПРАВЛЕНИЙ ПОДГОТОВКИ
И СПЕЦИАЛЬНОСТЕЙ

Н. А. Щеголихина, Л. В. Минаевская, М. В. Ткачёва



www.e.lanbook.com

 **ЭБС
ЛАНЬ**

Н. А. ЩЕГОЛИХИНА,
Л. В. МИНАЕВСКАЯ,
М. В. ТКАЧЁВА

ОБЩАЯ ХИМИЯ ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ДЛЯ ИНЖЕНЕРНО-ТЕХНИЧЕСКИХ НАПРАВЛЕНИЙ ПОДГОТОВКИ И СПЕЦИАЛЬНОСТЕЙ

Учебно-методическое пособие



САНКТ-ПЕТЕРБУРГ
МОСКВА • КРАСНОДАР
2019

УДК 54.06(075.8)

ББК 35.41я73

Щ 34 Щеголихина Н. А. Общая химия. Лабораторный практикум. Для инженерно-технических направлений подготовки и специальностей : учебно-методическое пособие / Н. А. Щеголихина, Л. В. Минаевская, М. В. Ткачёва. — Санкт-Петербург : Лань, 2019. — 92 с. : ил. — (Учебники для вузов. Специальная литература). — Текст : непосредственный.

ISBN 978-5-8114-3828-0

Учебно-методическое пособие содержит десять лабораторных работ, приложение с набором необходимых справочных данных и список рекомендуемой литературы. Каждая лабораторная работа включает краткую теорию, перечень контрольных вопросов и задач, методику выполнения опытов, а также стандартный вариант отчета оформления результатов. Содержание пособия соответствует действующим образовательным стандартам высшего профессионального образования и методическим требованиям, предъявляемым к учебным изданиям.

Пособие предназначено для студентов вузов, обучающихся по направлениям подготовки и специальностям, входящим в УГСН: «Техника и технологии строительства», «Электро- и теплоэнергетика», «Машиностроение», «Прикладная геология, горное дело, нефтегазовое дело и геодезия», «Технологии материалов», «Техника и технологии наземного транспорта», «Техника и технологии кораблестроения и водного транспорта», и другим инженерно-техническим направлениям подготовки.

УДК 54.06(075.8)

ББК 35.41я73

Рецензенты:

О. Д. НОВИКОВА — доктор химических наук, ведущий научный сотрудник Тихоокеанского института биоорганической химии им. Г. Б. Елякова ДВО РАН;

Н. В. ПЕТРОЧЕНКОВА — кандидат химических наук, доцент кафедры химии и экологии Морского государственного университета им. адмирала Г. И. Невельского.

Обложка
П. И. ПОЛЯКОВА

© Издательство «Лань», 2019

© Коллектив авторов, 2019

© Издательство «Лань»,

художественное оформление, 2019

1. ПОРЯДОК РАБОТЫ И ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ В ЛАБОРАТОРИИ ХИМИИ

Работать разрешается только после знакомства с правилами поведения и техники безопасности в лаборатории химии.

Студенты обязаны:

1. Исполнять все указания, рекомендованные для работы.
2. Бережно и аккуратно обращаться с лабораторным оборудованием и мебелью. Студент, испортивший лабораторный инвентарь, несет материальную ответственность.
3. Поддерживать порядок и чистоту в лаборатории:
 - а) не входить в лабораторию в верхней одежде;
 - б) поддерживать чистоту рабочих мест;
 - в) не засорять канализацию;
 - г) соблюдать надлежащую учебному заведению тишину.
4. В вытяжном шкафу производить работы:
 - а) все операции с концентрированными кислотами и щелочами;
 - б) кипячение аммиачных растворов и прокаливание аммиачных солей;
 - в) все работы с токсичными и сильно пахнущими веществами.
5. Все работы, связанные с горением, использованием спиртовок проводить в вытяжном шкафу.
6. Раскаленные и горячие предметы ставить только на асбестовые подставки на кафельной поверхности вытяжного шкафа.
7. При работе с концентрированными кислотами:
 - а) приливать кислоту в воду;
 - б) не закрывать пробирки пальцами;
 - в) при попадании кислоты на одежду нейтрализовать ее раствором аммиака.
8. Агрессивные и дурно пахнущие вещества, отработанные твердые материалы, концентрированные кислоты и щелочи выливать в предназначенную для этого посуду.
9. Во время кипячения растворов пробирки держать отверстием от себя и окружающих, не наклоняться над кипящим раствором.
10. Реактивы держать в плотно закрывающейся посуде. Неиспользованные реактивы не высыпать в склянки для чистых веществ.
11. При несчастных случаях немедленно поставить в известность преподавателя или лаборанта.
12. На рабочем месте не держать личных вещей.

13. В лаборатории запрещается пить воду, принимать и хранить пищу.

14. По окончании работы привести в порядок рабочее место.

15. После работы в лаборатории обязательно вымыть руки.

16. После ознакомления с инструкцией по технике безопасности необходимо расписаться в соответствующем документе.

2. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА (БАКАЛАВРИАТ, ЛЕКЦИОННЫЙ КУРС: 18 ч)

Раздел 1. Атомно-молекулярное учение (2 ч)

Тема 1. Основные понятия и законы химии (2 ч)

Основные положения атомно-молекулярного учения. Основные стехиометрические и газовые законы. Понятие эквивалента. Закон эквивалентов и его практическое использование.

Раздел 2. Уровни организации вещества (3 ч)

Тема 1. Строение атома и периодический закон Д. И. Менделеева (2 ч)

Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа и типы электронных орбиталей. Электронные конфигурации атомов.

Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева.

Тема 2. Химическая связь (1 ч)

Виды и характеристики химической связи. Свойства соединений различных типов связей. Межмолекулярное взаимодействие. Химическая связь и структура твердых тел.

Раздел 3. Закономерности протекания процессов (5 ч)

Тема 1. Химическая термодинамика, энергетика процесса (2 ч)

Основные понятия и определения химической термодинамики. Первое начало термодинамики и его применение к химическим системам. Энтальпия, термохимические законы и термохимические расчеты. Законы Гесса и Ломоносова — Лавуазье — Лапласа. Второе начало термодинамики. Энтропия и третье начало термодинамики. Энергия Гиббса и критерии самопроизвольного протекания процессов.

Тема 2. Скорость химических процессов и химическое равновесие (3 ч)

Понятие о скорости и механизме химической реакции. Закон действующих масс. Порядок и молекулярность реакции. Кинетические уравнения реакций с целочисленными кинетическими порядками. Влияние температуры на скорость реакции. Энергия активации. Катализ и каталитические реакции.

Химическое равновесие. Термодинамическое и кинетическое условия равновесия. Способы выражения констант химического рав-

новесия и взаимосвязь между ними. Факторы, влияющие на сдвиг химического равновесия. Термодинамическое обоснование принципа Ле-Шателье.

Раздел 4. Химические системы (5 ч)

Тема 1. Общие свойства растворов (1 ч)

Основные понятия и определения. Гомогенные и гетерогенные системы.

Жидкие системы. Термодинамика процесса растворения. Способы выражения количественного состава растворов. Коллигативные свойства растворов.

Тема 2. Основные виды равновесий в водных растворах электролитов (4 ч)

Протолитическое равновесие в водных растворах слабых электролитов. Сильные и слабые электролиты, степень и константа диссоциации, их взаимосвязь. Ионное произведение воды, водородный и гидроксильный показатели. Совмещенные протолитические равновесия.

Гетерогенное равновесие в водных растворах малорастворимых электролитов. Понятие растворимости и константа растворимости, их количественное соотношение. Условия образования и растворения осадка. Совмещенные гетерогенные равновесия. Окислительно-восстановительные равновесия. Совмещенные равновесия разных типов. Константа совмещенного равновесия.

Раздел 5. Электрохимические процессы (3 ч)

Тема 1. Электродные процессы и электродвижущие силы. Химические источники электрической энергии. Процессы электролиза, их характеристики (2 ч)

Окислительно-восстановительные процессы. Электрохимические процессы. Электродный потенциал и уравнение Нернста. Химические источники тока, гальванические элементы. Процессы электролиза растворов и расплавов, последовательность электродных реакций.

Тема 2. Металлы, коррозия и способы защиты металлов от разрушений (1 ч)

Общие свойства металлов. Коррозия металлов, виды коррозионных разрушений и основные характеристики коррозионных процессов. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия, ее особенности. Способы защиты металлов от коррозии.

3. СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА (БАКАЛАВРИАТ, ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ (18 ч), ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ (18 ч))

Лабораторные работы (18 ч)

Занятие 1. Классы неорганических соединений (2 ч)

Рассматриваются способы получения и свойства оксидов, оснований, кислот и солей.

Занятие 2. Определение молярной массы эквивалента металла (2 ч)

Экспериментальным путем определяется молярная масса эквивалента неизвестного металла и устанавливается металл.

Занятие 3. Определение теплового эффекта химической реакции (2 ч)

Экспериментальным путем с помощью калориметра устанавливается энтальпия реакции нейтрализации.

Занятие 4. Химическая кинетика (2 ч)

Экспериментально определяется скорость реакции и устанавливается зависимость скорости реакций от концентрации реагирующих веществ и от температуры. По данным эксперимента вычисляется величина энергии активации.

Занятие 5. Химическое равновесие (2 ч)

Рассматривается подчинение равновесных систем принципу Ле-Шателье.

Занятие 6. Равновесие в растворах электролитов (2 ч)

Изучается ионное равновесие на примере процесса гидролиза солей, а также влияние внешних факторов на гидролиз.

Занятие 7. Химические источники тока (2 ч)

Рассматриваются процессы превращения химической энергии в электрическую.

Занятие 8. Электролиз растворов (2 ч)

Рассматриваются процессы превращения электрической энергии в химическую.

Занятие 9. Коррозия металлов (2 ч)

Изучаются процессы коррозионного разрушения металлов, а также основные методы защиты металлов от коррозии.

Практические занятия (18 ч)

Занятие 1. Закон эквивалентов (2 ч)

1. Понятия: эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, молярный объем эквивалента.

2. Закон эквивалентов и его практическое использование.

Занятие 2. Строение атома и периодический закон Д. И. Менделеева (2 ч)

1. Основные положения квантовой механики, принципы квантования энергии. Порядок распределения электронов в многоэлектронных атомах.

2. Взаимосвязь между строением атома элемента, положением его в периодической системе Д. И. Менделеева и свойствами элемента.

3. Межмолекулярные взаимодействия.

Занятия 3, 4. Закономерности протекания процессов (4 ч)

1. Основные законы термодинамики: формулировки, математические выражения, применение законов к различным системам. Критерии самопроизвольного протекания процессов в различных системах.

2. Средняя и истинная скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций.

3. Химическое равновесие. Термодинамическое и кинетическое условия равновесия. Термодинамический и кинетический методы оценки возможности, направления и условий протекания химических процессов.

Занятия 5, 6. Растворы. Равновесия в растворах электролитов (4 ч)

1. Классификация растворов. Способы выражения состава растворов.

2. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов.

3. Основные виды равновесий в водных растворах электролитов.

4. Совмещенные равновесия разных типов. Константы совмещенных равновесий.

Занятия 7, 8. Электрохимические процессы (4 ч)

1. Электрохимия как наука, изучающая взаимопревращения химической и электрической энергии. Основное уравнение взаимосвязи химической и электрической энергии. Принципиальное устройство электрохимических систем.

2. Химические источники тока, устройство, принцип действия, ЭДС.

3. Процесс электролиза, последовательность электродных реакций.

Занятие 9. Коррозия металлов (2 ч)

1. Виды коррозионных разрушений, виды коррозионных сред и типы коррозионных процессов. Термодинамика и кинетика процессов химической и электрохимической коррозии.

2. Скорость коррозионного разрушения и факторы, влияющие на нее.

3. Способы защиты металлов от коррозии.

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА (СПЕЦИАЛИТЕТ, ЛЕКЦИОННЫЙ КУРС: 36 ч)

Раздел 1. Атомно-молекулярное учение (4 ч)

Тема 1. Основные понятия и законы химии (4 ч)

Основные положения атомно-молекулярного учения. Основные стехиометрические и газовые законы. Понятие эквивалента. Закон эквивалентов и его практическое использование.

Раздел 2. Уровни организации вещества (8 ч)

Тема 1. Строение атома и периодический закон Д. И. Менделеева (3 ч)

Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа и типы электронных орбиталей. Электронные конфигурации атомов.

Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева.

Тема 2. Химическая связь (5 ч)

Виды и характеристики химической связи. Свойства соединений различных типов связей. Межмолекулярное взаимодействие. Химическая связь и структура твердых тел.

Раздел 3. Закономерности протекания процессов (8 ч)

Тема 1. Химическая термодинамика, энергетика процесса (4 ч)

Основные понятия и определения химической термодинамики. Первое начало термодинамики и его применение к химическим системам. Энтальпия, термохимические законы и термохимические расчеты. Законы Гесса и Ломоносова — Лавуазье — Лапласа. Второе начало термодинамики. Энтропия и третье начало термодинамики. Энергия Гиббса и критерии самопроизвольного протекания процессов.

Тема 2. Скорость химических процессов и химическое равновесие (4 ч)

Понятие о скорости и механизме химической реакции. Закон действующих масс. Порядок и молекулярность реакции. Кинетические уравнения реакций с целочисленными кинетическими порядками. Влияние температуры на скорость реакции. Энергия активации. Катализ и каталитические реакции.

Химическое равновесие. Термодинамическое и кинетическое условия равновесия. Способы выражения констант химического равновесия и взаимосвязь между ними. Факторы, влияющие на сдвиг

химического равновесия. Термодинамическое обоснование принципа Ле-Шателье.

Раздел 4. Химические системы (10 ч)

Тема 1. Общие свойства растворов (3 ч)

Основные понятия и определения. Гомогенные и гетерогенные системы. Способы выражения количественного состава растворов.

Жидкие системы. Термодинамика процесса растворения. Коллигативные свойства растворов.

Тема 2. Основные виды равновесий в водных растворах электролитов (7 ч)

Протолитическое равновесие в водных растворах слабых электролитов. Сильные и слабые электролиты, степень и константа диссоциации, их взаимосвязь. Ионное произведение воды, водородный и гидроксильный показатели. Совмещенные протолитические равновесия.

Гетерогенное равновесие в водных растворах малорастворимых электролитов. Понятие растворимости и константа растворимости, их количественное соотношение. Условия образования и растворения осадка. Совмещенные гетерогенные равновесия.

Лигандообменное равновесие в водных растворах, содержащих комплексные ионы. Константы устойчивости и нестойкости комплексных ионов. Факторы, влияющие на прочность и состав комплексных соединений.

Окислительно-восстановительные равновесия.

Совмещенные равновесия разных типов. Константа совмещенного равновесия.

Раздел 5. Электрохимические процессы (6 ч)

Тема 1. Электродные процессы и электродвижущие силы. Химические источники электрической энергии. Процессы электролиза, их характеристики (3 ч)

Окислительно-восстановительные процессы. Электрохимические процессы. Электродный потенциал и уравнение Нернста. Химические источники тока, гальванические элементы. Процессы электролиза растворов и расплавов, последовательность электродных реакций.

Тема 2. Металлы, коррозия металлов и способы защиты металлов от разрушений (3 ч)

Общие свойства металлов. Коррозия, виды коррозионных разрушений и основные характеристики коррозионных процессов. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия, ее особенности. Способы защиты металлов от коррозии.

5. СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА (СПЕЦИАЛИТЕТ, ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ (18 ч), ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ (18 ч))

Лабораторные работы (18 ч)

Занятие 1. Классы неорганических соединений (2 ч)

Рассматриваются способы получения и свойства оксидов, оснований, кислот и солей.

Занятие 2. Определение молярной массы эквивалента металла (2 ч)

Экспериментальным путем определяется молярная масса эквивалента неизвестного металла и устанавливается металл.

Занятие 3. Комплексные соединения (2 ч)

Рассматриваются способы получения комплексных соединений, а также их поведение в водных растворах.

Занятие 4. Определение теплового эффекта химической реакции (2 ч)

Экспериментальным путем с помощью калориметра устанавливается энтальпия реакции нейтрализации.

Занятие 5. Химическая кинетика (2 ч)

Экспериментально определяется скорость реакции и устанавливается зависимость скорости реакций от концентрации реагирующих веществ и от температуры. По результатам эксперимента определяется величина энергии активации.

Занятие 6. Равновесие в растворах электролитов (2 ч)

Изучается ионное равновесие процесса гидролиза солей, а также влияние внешних факторов на гидролиз.

Занятие 7. Химические источники тока (2 ч)

Рассматриваются процессы превращения химической энергии в электрическую.

Занятие 8. Электролиз растворов (2 ч)

Рассматриваются процессы превращения электрической энергии в химическую.

Занятие 9. Коррозия металлов (2 ч)

Изучаются процессы коррозионного разрушения металлов, а также основные методы защиты металлов от коррозии.

Практические занятия (18 ч)

Занятие 1. Закон эквивалентов (2 ч)

Понятия: эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, закон эквивалентов.

Занятие 2. Строение атома и периодический закон Д. И. Менделеева (2 ч)

1. Основные положения квантовой механики, принципы квантования энергии. Порядок распределения электронов в многоэлектронных атомах.

2. Взаимосвязь между строением атома элемента, положением его в периодической системе Д. И. Менделеева и свойствами элемента.

3. Межмолекулярные взаимодействия.

Занятия 3, 4. Закономерности протекания процессов (4 ч)

1. Основные законы термодинамики: формулировки, математические выражения, применение законов к различным системам. Критерии самопроизвольного протекания процессов в различных системах.

2. Средняя и истинная скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций.

3. Химическое равновесие. Термодинамическое и кинетическое условия равновесия. Термодинамический и кинетический методы оценки возможности, направления и условия протекания химических процессов.

Занятия 5, 6. Растворы. Равновесия в растворах электролитов (4 ч)

1. Классификация растворов. Способы выражения состава растворов.

2. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов.

3. Основные виды равновесий в водных растворах электролитов.

4. Совмещенные равновесия разных типов. Константы совмещенных равновесий.

Занятия 7, 8. Электрохимические процессы (4 ч)

1. Электрохимия как наука, изучающая взаимопревращения химической и электрической энергии. Основное уравнение взаимосвязи химической и электрической энергии. Принципиальное устройство электрохимических систем.

2. Химические источники тока, устройство, принцип действия, ЭДС.

3. Процесс электролиза, последовательность электродных реакций.

Занятие 9. Коррозия металлов (2 ч)

1. Виды коррозионных разрушений, виды коррозионных сред и типы коррозионных процессов. Термодинамика и кинетика процессов химической и электрохимической коррозии.

2. Скорость коррозионного разрушения и факторы, влияющие на нее.

3. Способы защиты металлов от коррозии.

6. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ (МЕТОДИКИ ВЫПОЛНЕНИЯ И ФОРМЫ ОТЧЕТОВ)

6.1. Лабораторная работа «Классы неорганических соединений»

Цель работы:

1) ознакомление студентов с правилами работы в химической лаборатории, мерами предосторожности при работе с агрессивными веществами, средствами противопожарной безопасности, правилами оформления лабораторного отчета;

2) исследование химических свойств основных классов неорганических соединений.

Следует уметь:

составлять ионно-молекулярные уравнения реакций обмена; составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций; объяснять, какую информацию несет уравнение химической реакции.

Контрольные вопросы и задания

1. Напишите формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: H_2SiO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_3AsO_4 , HMnO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$.

2. Для оксидов CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 приведите формулы соответствующих гидроксидов.

3. Охарактеризуйте свойства (основные, кислотные, амфотерные) следующих соединений: ZnO , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, CO_2 .

4. Какие кислоты могут быть получены непосредственным взаимодействием с водой следующих оксидов: SO_2 , SO_3 , N_2O_5 , NO_2 ?

5. Какие из перечисленных кислот образуют кислые соли: HBr , H_2S , H_3AsO_4 ?

6. Какие из приведенных оснований образуют основные соли: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$?

7. Составьте формулы средних и основных солей для гидроксида железа (III) и гидроксида цинка.

8. Составьте уравнения реакций, приводящих к образованию солей: KHSO_3 , K_2SO_3 , CuOHCl , CuCl_2 .

9. Приведите графические формулы следующих соединений: $\text{Mn}(\text{OH})_2$, KMnO_4 , H_2SeO_4 , K_2HPO_4 , SO_3 .

Экспериментальная часть

Оксиды. Получение и свойства

Опыт 1. Получение оксида серы (IV)

Поместите небольшое количество порошка серы в ложку для сжигания, нагрейте в пламени спиртовки до воспламенения, внесите в коническую колбу емкостью 250 мл, в которой находится 10 мл дистиллированной воды, и прикройте пробкой. После прекращения горения оксид растворите в воде, встряхивая колбу. Определите реакцию среды, добавив в раствор 2–3 капли метилоранжа (индикатора кислотности среды). Приведите уравнения реакций.

Опыт 2. Свойства оксида цинка

Небольшие количества оксида цинка поместите в две пробирки и обработайте содержимое одной пробирки концентрированной щелочью, а второй — соляной кислотой. Сделайте вывод о характере оксида цинка, приведите уравнения реакций.

Гидроксиды. Получение и свойства

Опыт 3. Свойства гидроксида кальция

Поместите в пробирку порошок оксида кальция и прибавьте 2–3 мл воды, затем 2–3 капли фенолфталеина (индикатора щелочной среды). Сделайте вывод о характере гидроксида. Напишите уравнение реакции.

Опыт 4. Свойства гидроксида хрома (III)

Добавьте в пробирку с раствором хлорида хрома (III) небольшое количество щелочи до образования зеленовато-серого осадка гидроксида хрома (III). Полученный осадок разделите на две пробирки: в одну прибавьте раствор соляной кислоты, в другую — избыток щелочи. Объясните происходящие явления, приведите уравнения реакций. Какие свойства гидроксида хрома (III) иллюстрируют эти реакции? Аналогичные опыты проделайте с растворами хлорида железа (III) и хлорида алюминия и приведите уравнения реакций.

Кислоты. Получение и свойства

Опыт 5. Получение кремниевой кислоты

Раствор силиката натрия обработайте разбавленным раствором соляной кислоты. Какое вещество выпадает в осадок? Приведите уравнение реакции получения кремниевой кислоты в молекулярном и ионном виде.

Опыт 6. Получение угольной кислоты

К насыщенному раствору карбоната натрия прибавьте раствор соляной кислоты. Определите, какой газ выделяется и проверьте ре-

акцию его среды с помощью влажной лакмусовой бумажки. Приведите уравнения реакций получения кислоты и ее диссоциации.

Соли. Получение и свойства

Опыт 7. Получение сульфата бария

К раствору хлорида бария прибавьте небольшое количество раствора сульфата натрия до образования осадка. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 8. Свойства карбонатов

Возьмите две пробирки, в одну поместите насыщенный раствор карбоната натрия, а во вторую — карбонат кальция (твердый). К содержимому каждой пробирки добавьте раствор соляной кислоты. Определите, какой газ выделяется, проверьте реакцию его среды с помощью индикатора. Сделайте выводы и приведите уравнения соответствующих реакций.

6.2. Лабораторная работа

«Определение молярной массы эквивалента металла»

Цель работы:

- 1) использование закона эквивалентов для определения молярной массы эквивалента металла;
- 2) использование законов атомно-молекулярного учения и расчет ошибки эксперимента.

Рекомендации:

при подготовке к работе необходимо уделить внимание понятиям: эквивалент, молярная масса эквивалента, фактор эквивалентности и закон эквивалентов, а также обозначениям и единицам измерения физических величин.

Важнейшие понятия:

атом, молекула, ион, эквивалент; относительная атомная масса, молекулярная масса, моль, фактор эквивалентности (число эквивалентности), молярная масса, молярный объем, молярная масса эквивалентов вещества, эквивалентный объем.

Следует уметь:

характеризовать важнейшие понятия; формулировать стехиометрические законы: определять эквивалент вещества в кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакциях; рассчитывать молярные массы эквивалентов веществ; пользоваться для расчетов законом эквивалентов.

Контрольные вопросы и задания

1. Дайте определения атому, молекуле, иону, эквиваленту.
2. Почему эквивалент является условной частицей? Поясните термин «фактор эквивалентности».
3. Определите фактор эквивалентности серной кислоты и гидроксида натрия в кислотно-основных реакциях.
4. Рассчитайте молярные массы эквивалентов в реакциях обмена, для веществ: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_3BO_3 .
5. Вычислите молярную массу эквивалента H_3PO_4 в реакциях обмена, если известно, что образуются только кислые соли.
6. Металл массой 4,08 г вытесняет из кислоты 1,4 л водорода, измеренного при н. у. Эта же масса металла вытесняет 12,95 г свинца из растворов его солей. Вычислите молярную массу эквивалента свинца.
7. Мышьяк образует два оксида, массовая доля мышьяка в которых соответственно составляет 65,2 и 75,7%. Рассчитайте молярную массу эквивалента мышьяка в каждом оксиде.

Экспериментальная часть

В работе для нахождения молярной массы эквивалента металла используется метод вытеснения металлом водорода из кислоты с последующим измерением его объема. Необходимо учитывать, что водород находится в смеси с парами воды, поэтому требуется ввести поправку на парциальное давление водяных паров при температуре проведения опыта.

Методика выполнения опыта

В коническую пробирку налейте 5 мл разбавленного раствора соляной кислоты при помощи дозатора. Пробирку с кислотой осторожно наклоните и положите навеску металла, следя за тем, чтобы металл преждевременно не попал в кислоту. В таком положении пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, ранее присоединенной к бюретке (1). Необходимо отметить уровень жидкости в бюретке (1) до начала реакции. Встряхнув пробирку, погрузите металл в кислоту. Наблюдайте выделение водорода и вытеснение воды из рабочей бюретки в сообщающуюся с ней напорную бюретку (2). По окончании реакции определите конечный уровень воды в бюретке (1) и рассчитайте объем выделившегося водорода. Результаты эксперимента оформите в виде таблицы (табл. 1).

Расчеты и обсуждение результатов

Расчет мольной массы эквивалента металла ($M(1/z \text{ Me})$) можно выполнить двумя способами.

Первый способ

1. Применив уравнение состояния идеального газа Клапейрона — Менделеева $PV = \frac{m}{M}RT$ и введя поправку на парциальное давление водяного пара ($P - h$), вычислите массу водорода в измеренном вами объеме.

Значения универсальной газовой постоянной:

$$\begin{aligned} R &= 8,314 \text{ (Па} \cdot \text{м}^3 \text{)/(моль} \cdot \text{К)} = \\ &= 8,314 \text{ (кПа} \cdot \text{л)/(моль} \cdot \text{К)} = \\ &= 8,314 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)} = \\ &= 8,314 \cdot 10^{-3} \text{ кДж/(моль} \cdot \text{К)} = \\ &= 0,082 \text{ (атм} \cdot \text{л)/(моль} \cdot \text{К)} = \\ &= 62,36 \text{ (мм рт. ст.} \cdot \text{л)/моль} \cdot \text{К} = \\ &= 1,986 \text{ кал/(моль} \cdot \text{К)}. \end{aligned}$$

2. На основании закона эквивалентов вычислите молярную массу эквивалента металла:

$$\frac{m(\text{Me})}{m(\text{H}_2)} = \frac{M\left(\frac{1}{z} \text{ Me}\right)}{M\left(\frac{1}{z} \text{ H}_2\right)},$$

где $M(1/z \text{ H}_2)$ — мольная масса эквивалента водорода, равная 1 г/моль.

3. Рассчитайте атомную массу металла, воспользовавшись валентностью металла и, следовательно, фактором эквивалентности ($f_3 = 1/z M(1/z \text{ Me})$):

$$M(1/z \text{ Me}) = 1/z A,$$

где A — атомная масса металла; z — число электронов, участвующих в реакции.

4. Сравните полученную экспериментальную величину молярной массы эквивалента металла с теоретическим ее значением, найденным по периодической системе, вычислите относительную ошибку (δ) опыта:

$$\delta = \left| \frac{M\left(\frac{1}{z} \text{ Me}\right)_{\text{теор}} - M\left(\frac{1}{z} \text{ Me}\right)_{\text{практ}}}{M\left(\frac{1}{z} \text{ Me}\right)_{\text{теор}}} \right| \cdot 100\%.$$

5. Все теоретические и экспериментальные данные внесите в таблицу 1.

Второй способ

1. Используя уравнение объединенного газового закона $\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$, приведите объем выделившегося водорода к н. у. ($V_0(\text{H}_2)$).

2. Замените массу водорода и $M(1/z \text{ H}_2)$ в законе эквивалентов на пропорциональные им объемные значения и получите расчетную формулу:

$$M\left(\frac{1}{z} \text{ Me}\right) = \frac{m(\text{Me})V\left(\frac{1}{z} \text{ H}_2\right)}{V_0(\text{H}_2)},$$

где $V(1/z \text{ H}_2)$ — эквивалентный объем водорода, равный 11 200 мл.

Далее расчет продолжайте с пункта 3 предыдущего способа.

6.2.1. Форма отчета к лабораторной работе

«Определение молярной массы эквивалента металла»

Студент: ФИО

Группа

Цель работы:

- 1) использование закона эквивалентов для определения молярной массы эквивалента металла;
- 2) использование законов атомно-молекулярного учения и расчет ошибки эксперимента.

Краткие теоретические основы работы

Эквивалентом называется

Фактор эквивалентности

Молярная масса эквивалента и ее размерность

Закон эквивалентов и его математическое выражение

Расчеты и обсуждение результатов

Исследуемая реакция в молекулярном виде

Уравнение электронного баланса:

окисление _____

восстановление _____

Фактор эквивалентности металла:

$$f_{\text{экв Me}} = 1/z$$

Теоретическое значение молярной массы эквивалента металла:

$$M(1/z \text{ Me})_{\text{теор}} = f_{\text{экв Me}} \cdot M(\text{Me})$$

Таблица 1

Экспериментальные данные и результаты расчетов

Измеряемая или расчетная величина	Обозначение	Единица измерения	Значение
Масса металла	$m(\text{Me})$	г	
Температура	T	К	
Исходный уровень воды	V_1	мл	
Конечный уровень воды	V_2	мл	
Объем газовой смеси	$V = V_2 - V_1$	мл	
Объем водорода (н. у.)	$V_0(\text{H}_2)$	мл	
Атмосферное давление	P	мм рт. ст.	
Парциальное давление паров воды	h	мм рт. ст.	
Молярная масса эквивалента водорода	$M(1/z \text{ H}_2)$	г/моль	
Молярный объем эквивалента водорода	$V(1/z \text{ H}_2)$	мл/моль	
Масса водорода	$m(\text{H}_2)$	г	
Экспериментальное значение молярной массы эквивалента металла	$M(1/z \text{ Me})$	г/моль	
Валентность металла	z		
Экспериментальное значение молярной массы металла (атомные массы)	$M(\text{Me})_{\text{экс}}$	г/моль	
Теоретическое значение молярной массы эквивалента металла	$M(1/z \text{ Me})_{\text{теор}}$	г/моль	
Относительная ошибка	δ	%	

Выводы:

6.3. Лабораторная работа «Определение теплового эффекта химической реакции»

Цель работы:

1) используя следствие из закона Гесса, рассчитать изменения энтальпии, энтропии и свободной энергии системы;

2) экспериментально определить тепловой эффект реакции нейтрализации;

3) рассчитать ошибку эксперимента.

Рекомендации:

при подготовке к работе необходимо повторить раздел «Химическая термодинамика» и ответить на все контрольные вопросы.

Важнейшие понятия:

система (гомогенная и гетерогенная); термодинамические системы (открытая, закрытая, изолированная); термодинамические параметры состояния (экстенсивные и интенсивные); термодинамические функции состояния, внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса, энтальпия образования, энтальпия сгорания, стандартные состояния и условия, тепловой эффект, экзо- и эндотермические реакции, термодинамическая вероятность системы, термохимия.

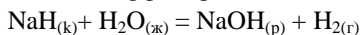
Следует уметь:

объяснять все важнейшие понятия и давать им определения; определять тип системы; записывать термохимические уравнения; рассчитывать тепловой эффект химических и физико-химических процессов; оценивать термическую устойчивость соединений на основании закона Гесса; рассчитывать изменение внутренней энергии, энтропии и свободной энергии системы в различных процессах; объяснять термодинамические критерии возможности самопроизвольного протекания процесса и состояния равновесия.

Контрольные вопросы и задания

1. Как изменяется энтальпия системы, если реакция идет с поглощением тепла?

2. Вычислите тепловой эффект реакции



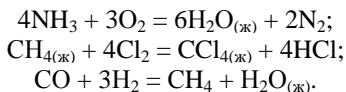
по стандартным энтальпиям образования веществ, участвующих в реакции, если

$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{NaNH}_{(к)}) = -56,94 \text{ кДж/моль},$$

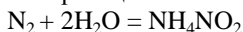
$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{NaOH}_{(р)}) = -469,47 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_{(ж)}) = -285,84 \text{ кДж/моль}.$$

3. Не производя расчетов, определите знак изменения энтропии в следующих реакциях:



4. В каком направлении реакция



будет протекать самопроизвольно, если

$$\Delta G_{298}^\circ(\text{NH}_4\text{NO}_2) = 115,94 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta G_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) = 228,8 \text{ кДж/моль}?$$

Экспериментальная часть

Методика проведения опыта

Тепловой эффект реакции нейтрализации определяется в простейшем калориметре. Объемы исходных веществ приведены в таблице 2 согласно варианту.

Таблица 2

Объемы исходных веществ

Вариант	1	2	3	4	5	6	7
Объем кислоты, мл	60	65	75	70	70	75	55
Объем щелочи, мл	60	65	60	70	65	75	65

При помощи мерного цилиндра поместите раствор одного из реагирующих веществ во внутренний стакан калориметра. Термометром измерьте начальную температуру раствора $T_{\text{н}}$. После этого через воронку прилейте второй компонент реакции, отмеренный также с помощью мерного цилиндра. После немедленного перемешивания отметьте самую высокую температуру $T_{\text{к}}$. Результаты измерений и расчетов оформите в виде таблицы 4.

Обработка результатов эксперимента

1. Определите изменение температуры раствора $\Delta T = T_{\text{к}} - T_{\text{н}}$.
2. Рассчитайте количество теплоты ($Q_{\text{эксп}}$, Дж), выделившейся в ходе реакции

$$Q_{\text{эксп}} = (m_{\text{кис}} + m_{\text{щел}}) \cdot \Delta T \cdot C_{\text{уд}} + W \Delta T,$$

где $m_{\text{кис}}$ и $m_{\text{щел}}$ — массы кислоты и щелочи, численно равные их объемам ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$); $C_{\text{уд}}$ — удельная теплоемкость разбавленного водного раствора (воды) $4,2 \text{ Дж/г}\cdot\text{К}$; ΔT — изменение температуры; W — постоянная калориметра ($140,6 \text{ Дж/К}$).

3. Вычислите опытное изменение энтальпии ($\Delta H_{\text{эксп}}$, кДж/моль):

$$\Delta H_{\text{эксп}} = -Q_{\text{эксп}} \cdot 10^{-3} / \nu,$$

где ν — количество образовавшейся воды.

4. Рассчитайте относительную погрешность опыта, %:

$$\delta = \left| \frac{\Delta H_{\text{теор}} - \Delta H_{\text{эксп}}}{\Delta H_{\text{теор}}} \right| \cdot 100\%.$$

5. Сделайте выводы по работе, обсудите источники погрешностей.

6.3.1. Форма отчета к лабораторной работе «Определение теплового эффекта химической реакции»

Студент: ФИО _____

Группа _____

Цель работы:

- 1) используя следствие из закона Гесса, рассчитать изменения энтальпии, энтропии и свободной энергии системы;
- 2) экспериментально определить тепловой эффект реакции нейтрализации;
- 3) рассчитать ошибку эксперимента.

Краткие теоретические основы работы

Тепловым эффектом химической реакции называется _____

Обозначение для изобарного процесса _____ единицы измерения _____

Закон Гесса _____

Энтальпия образования сложного вещества ($\Delta H_{\text{обр.298}}^{\circ}$) _____

Значение энтальпии образования простого вещества ($\Delta H_{\text{обр.298}}^{\circ}$) _____

(пр. в-ва) _____

Следствие из закона Гесса, формулировка и математическое выражение: _____

Химическая реакция возможна, если для нее $\Delta G_{\text{x.p.}} < 0$.

Взаимосвязь термодинамических функций $\Delta G_{\text{x.p.}} =$ _____

где

$\Delta G_{\text{x.p.}}$ — _____ измеряется в _____.

$\Delta H_{\text{x.p.}}$ — _____ измеряется в _____.

$\Delta S_{\text{x.p.}}$ — _____ измеряется в _____.

T — _____ измеряется в _____.

Исследуемая система: кислота _____; основание _____

Исследуемая реакция в молекулярном виде _____

Ионное уравнение реакции

Закон Гесса для исследуемой реакции

Рассчитайте изменения термодинамических функций, используя справочные значения из таблицы 3.

$\Delta H_{\text{х.р.}}^{\circ}$ _____

$\Delta S_{\text{х.р.}}^{\circ}$ _____

$\Delta G_{\text{х.р.}}^{\circ}$ _____

Таблица 3

Стандартные термодинамические величины

Вещество	ΔH° , кДж/моль	ΔS° Дж/(моль·К)
HCl	-167,46	55,10
HNO ₃	-173,20	156,16
NaOH	-469,60	49,66
KOH	-481,15	91,96
KCl	-418,67	157,60
KNO ₃	-457,78	248,9
NaCl	-406,12	115,30
NaNO ₃	-446,23	206,60
H ₂ O	-285,84	70,10

Выводы по теоретическим расчетам:

1. _____
2. _____
3. _____

Экспериментальная часть

Таблица 4

Результаты экспериментов и расчетов

Измеренные и расчетные величины	Обозначение	Единица измерения	Значение
Объем кислоты			
Объем щелочи			
Концентрация кислоты			
Концентрация щелочи			
Начальная температура			
Конечная температура			
Удельная теплоемкость воды			

Измеренные и расчетные величины	Обозначение	Единица измерения	Значение
Количество образовавшейся воды			
Количество теплоты (экспер.)			
Изменение энтальпии (экспер.)			
Изменение энтальпии (расчет.)			

1. Количество теплоты ($Q_{\text{эксп}}$), которое выделяется при реакции, рассчитывается по уравнению

$$Q_{\text{эксп}} = (m_1 + m_2) C_{\text{уд}} \Delta T + W \Delta T,$$

где m_1 и m_2 — массы кислоты и щелочи ($\rho = 1$ г/мл); $C_{\text{уд}}$ — удельная теплоемкость разбавленного водного раствора (воды) 4,2 Дж/г·К; ΔT — изменение температуры; W — постоянная калориметра (140,6 Дж/К).

2. Экспериментальное изменение энтальпии

$$\Delta H_{\text{эксп}} = -Q_{\text{эксп}} \cdot 10^{-3} / \nu,$$

где $Q_{\text{эксп}}$ — тепловой эффект (опытный) (Дж); ν — количество образовавшейся воды.

3. Вычисление относительной погрешности (δ) опыта, %:

$$\delta = \left| \frac{\Delta H_{\text{теор}} - \Delta H_{\text{эксп}}}{\Delta H_{\text{теор}}} \right| \cdot 100\%.$$

Погрешность опыта _____

Выводы: _____

6.4. Лабораторная работа «Химическая кинетика»

Цель работы:

- 1) исследование зависимости скорости химической реакции от:
 - концентрации реагирующих веществ;
 - температуры процесса;
- 2) расчет величины энергии активации реакции.

Рекомендации:

познакомиться с теоретическими основами работы по литературным источникам.

Важнейшие понятия:

истинная и средняя скорости, константа скорости, кинетическое уравнение, энергия активации, кинетические условия самопроизволь-

ного протекания процессов, механизм реакции, обратимые и необратимые реакции.

Следует уметь:

записывать кинетическое уравнение для гомогенной и гетерогенной реакции; рассчитывать скорость химической реакции в начальный момент и на момент, когда прореагировала часть веществ; определять изменения скорости при изменении концентрации вещества, температуры и давления; рассчитывать энергию активации и константы скоростей.

Контрольные вопросы и задания

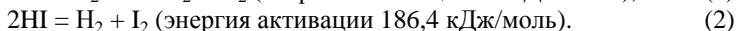
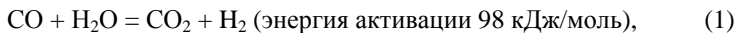
1. Какие факторы влияют на скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах? Приведите примеры.

2. От каких факторов зависит константа скорости химической реакции?

3. Сформулируйте и запишите закон действующих масс для реакции $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$.

4. Почему температура влияет на скорость химических реакций? Как изменяется скорость гомогенной реакции при повышении температуры на 40°C , если температурный коэффициент равен 2?

5. Какая из двух приведенных реакций протекает с большей скоростью?



Экспериментальная часть

Опыт 1. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

Для исследования предлагается реакция:



Реакция в ионно-молекулярном виде:



Рассмотрите применимость закона действующих масс для данной реакции в ионно-молекулярном виде. Изобразите графически вид зависимости скорости реакции при увеличении концентрации тиосульфата натрия, условно обозначив ее как $1C$, $2C$, $3C$ (при $C_{\text{H}}^+ = \text{const}$). Обсудите также вид зависимости скорости реакции от концентрации серной кислоты и изобразите графически вид зависимости скорости реакции от концентрации серной кислоты, если $C_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = \text{const}$.

Методика выполнения опыта

Приготовьте три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в три пробирки налейте: в первую — 1 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 2 мл H_2O ; во вторую — 2 мл $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 1 мл H_2O ; в третью — 3 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Затем в каждую пробирку добавьте по 1 мл раствора H_2SO_4 и измерьте время в секундах от момента добавления кислоты до появления первых признаков появления голубого окрашивания (помутнения) раствора вследствие образования микрокристаллов серы. Результаты опытов занесите в таблицу 6 и постройте график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Исследуется полуэмпирическое правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса, графическое решение которого позволяет определить величину энергии активации реакции.

Методика выполнения опыта

В три пробирки налейте по 1 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и в каждую добавьте по 2 мл воды. В другие три пробирки налейте по 1 мл раствора H_2SO_4 . В большой стакан налейте горячую воду (водяная баня), поставьте в горячую воду одну пробирку с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и одну пробирку с раствором H_2SO_4 . Дайте растворам в пробирках прогреться в течение 1,5 мин, измерьте точно температуру водяной бани. Далее, не вынимая пробирку с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ из бани, вливаете прогретую кислоту в пробирку с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. При сливании растворов включите секундомер и замерьте время появления голубоватого окрашивания (помутнения) раствора. Затем, разбавляя горячую воду в водяной бане холодной водой, понижайте температуру на 10°C . Поместите в горячую воду следующую пару пробирок (с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и с раствором H_2SO_4), прогрейте и проведите те же действия, что и в первом случае. Третью пару пробирок поместите в водяную баню после понижения температуры (разбавлением холодной водой) еще на 10°C , прогрейте и проведите те же действия. Результаты опытов внесите в таблицу 7 и постройте график, откладывая по оси абсцисс температуру, а по оси ординат — относительную скорость (величину, обратную времени).

Рассчитайте средний температурный коэффициент реакции, используя правило Вант-Гоффа в заданном интервале температур. Расчет температурного коэффициента (коэффициента Вант-Гоффа γ):

$$\gamma_1 = v'_3 / v'_2, \quad \gamma_2 = v'_2 / v'_1, \quad \gamma_{\text{сред}} = (\gamma_1 + \gamma_2) / 2.$$

Для графического расчета энергии активации постройте зависимость $\ln v = f(1/T)$ и по тангенсу угла наклона прямой определите энергию активации данной реакции.

Пример экспериментального определения энергии активации

1. Во всех системах исследовался раствор тиосульфата натрия с концентрацией равной 1С и в каждую систему добавлялся раствор серной кислоты объемом 1 мл.

2. По соответствующей методике проводился эксперимент, данные которого приведены в таблице 5, интервал температуры между измерениями составлял 10°С.

Таблица 5

Экспериментальные данные $v = f(T)$ или $\ln(v') = f(1/T)$

№ системы	Температура		$(1/T) \cdot 10^3$	Время (τ) появления голубого окрашивания, с	Относительная скорость $v' = 1/\tau, \text{с}^{-1}$	$-\ln(v')$
	$t, ^\circ\text{C}$	T, K				
1	70	343	2,91	3	0,333	1,11
2	60	333	3,00	6	0,166	1,78
3	50	323	3,10	12	0,083	2,45

3. На основании экспериментальных данных строится графическая зависимость $\ln(v') = f(1/T)$ (рис. 1).

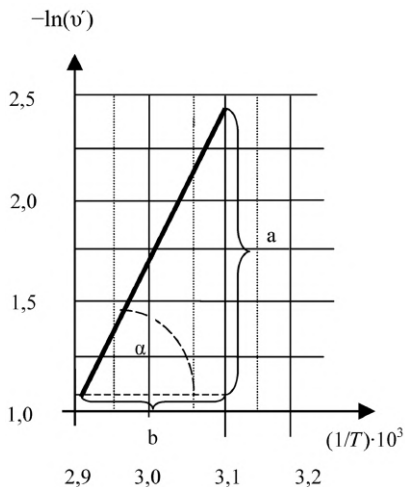


Рис. 1
Экспериментальная
графическая зависимость
 $\ln(v') = f(1/T)$

4. Тангенс угла наклона ($\operatorname{tg}\alpha$) этой зависимости к оси абсцисс равен множителю перед аргументом ($1/T$) в уравнении Аррениуса, т. е.

$$\operatorname{tg}\alpha = -E_A/R,$$

где R — газовая постоянная равная $8,31 \cdot 10^{-3}$ кДж/моль.

Тангенс α рассчитываем как отношение противолежащего катета к прилежащему в выделенном на графической зависимости прямоугольном треугольнике: $\operatorname{tg}\alpha = a/b$, где a и b определяются по графику. В данном примере:

$$a = -(\ln(v')_{\max} - \ln(v')_{\min});$$

$$a = -(2,45 - 1,11) = -1,34;$$

$$b = [(1/T)_{\max} - (1/T)_{\min}] = [3,1 - 2,91] \cdot 10^{-3} = 0,19 \cdot 10^{-3};$$

$$\operatorname{tg}\alpha = -1,34/0,19 \cdot 10^{-3} = -7,05 \cdot 10^3;$$

$$-E_A/R = -1,34/0,19 \cdot 10^{-3}.$$

Энергия активации будет равна

$$E_A = 7,05 \cdot 10^3 \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} = 58,58 \text{ кДж/моль}.$$

6.4.1. Форма отчета к лабораторной работе «Химическая кинетика»

Студент: ФИО

Группа

Цель работы:

- 1) исследование зависимости скорости химической реакции от:
— концентрации реагирующих веществ;
— температуры процесса;
- 2) расчет величины энергии активации реакции.

Краткая теоретическая часть

Скоростью химической реакции (v) называется:

Скорость реакции зависит от следующих факторов:

1. _____
2. _____
3. _____
4. _____

Зависимость скорости химической реакции от концентрации (C) реагирующих веществ описывается законом _____

Кинетическое уравнение (как частный случай закона действующих масс) — это функциональная зависимость: _____

Константа скорости: _____

Численное значение константы скорости определяется:

Влияние температуры на скорость реакции описывается:

1) эмпирическим правилом Вант-Гоффа (формулировка и математическая запись)

2) уравнением Аррениуса (логарифмическая и экспоненциальная формы уравнения)

Энергия активации E_A — это _____

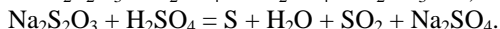
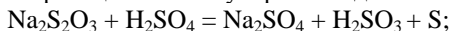
Единицы измерения E_A : _____

Экспериментальная часть

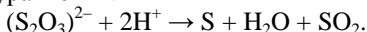
Опыт 1. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

$$v = f(C).$$

Исследуемая реакция в молекулярном виде:



Ионный вид уравнения:



Кинетическое уравнение (закон действующих масс) для данной реакции при переменной концентрации реагирующих веществ имеет вид:

Кинетические уравнения и вид теоретических графических зависимостей при постоянстве концентрации одного из реагирующих веществ:

а) $C(\text{H}^+) = \text{const}$

$v =$ _____



$$б) C(S_2O_3^{2-}) = \text{const}$$

$$v = \underline{\hspace{2cm}}$$

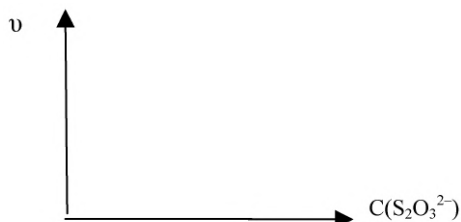


Таблица 6

Экспериментальные данные $v = f(C)$

№ системы	Объем реагентов, мл			$C(S_2O_3^{2-})$	Время (τ) появления голубого окрашивания, с	Относительная скорость $v' = 1/\tau$, с^{-1}
	А	Б	В			
1	1	2	1	1C		
2	2	1	1	2C		
3	3	0	1	3C		

Реагенты: А — тиосульфат натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), Б — вода (H_2O), В — серная кислота (H_2SO_4).

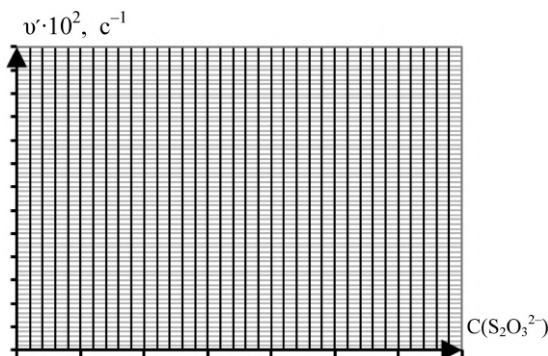


Рис. 2

Экспериментальная зависимость скорости реакции от концентрации тиосульфат иона

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

$$v = f(T) \text{ или } \ln(v') = f(1/T).$$

Исходные концентрации реагирующих веществ во всех системах $C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ и $C(\text{H}_2\text{SO}_4)$ одинаковы.

Математическая запись правила Вант-Гоффа

Уравнение Аррениуса в логарифмическом виде — это уравнение прямой линии:

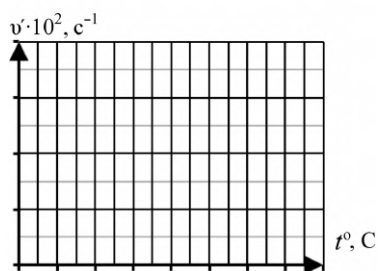
$$\ln(v') = -\frac{E_A}{R} \cdot \frac{1}{T} + \ln k.$$

Таблица 7

Экспериментальные данные $v = f(T)$ или $\ln(v') = f(1/T)$

№ системы	Температура		$(1/T) \cdot 10^3$	Время (τ) появления голубого окрашивания, с	Относительная скорость $v' = 1/\tau, \text{с}^{-1}$	$-\ln(v')$
	$t, ^\circ\text{C}$	T, K				
1						
2						
3						

a



b

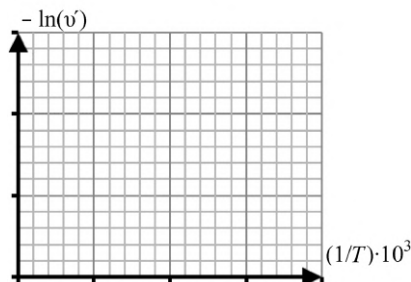


Рис. 3

Графики экспериментальных зависимостей:

a — $v' = f(T)$;

b — $\ln(v') = f(1/T) \cdot 10^3$.

Расчет температурного коэффициента (коэффициента Вант-Гоффа — γ).

$$\gamma_1 = v'_3 / v'_2, \quad \gamma_2 = v'_2 / v'_1, \quad \gamma_{\text{сред}} = (\gamma_1 + \gamma_2) / 2.$$

Расчет энергии активации реакции:

Выводы:

1. _____
2. _____
3. _____

6.5. Лабораторная работа «Химическое равновесие» (для бакалавриата)

Цель работы:

- 1) сформулировать закон действующих масс и привести математическое выражение константы равновесия;
- 2) изучить влияние различных факторов на состояние равновесия (количеств взаимодействующих веществ и температуры), научиться прогнозировать сдвиг равновесия при действии различных факторов;
- 3) освоить математическое выражение уравнения химического сродства.

Рекомендации:

при подготовке к работе необходимо повторить разделы «Химическая термодинамика», «Химическая кинетика» и ответить на все контрольные вопросы.

Важнейшие понятия:

химическое равновесие, константа равновесия, уравнения изобары и изотермы реакции.

Следует уметь:

приводить выражения кинетической и термодинамической констант равновесия; рассчитывать и связывать константу равновесия со свободной энергией Гиббса; определять направления смещения равновесия и оптимальные условия протекания процессов, используя принцип Ле-Шателье; рассчитывать температуру равновесного состояния системы.

Краткая теоретическая часть

Устойчивое равновесное состояние термодинамических систем характеризуется следующими общими условиями:

1) неизменностью равновесного состояния системы при сохранении внешних условий;

2) подвижностью равновесия (самопроизвольным восстановлением равновесия после прекращения внешнего воздействия, вызвавшего незначительное отклонение системы от положения равновесия);

3) динамическим характером равновесия, т. е. установлением и сохранением его вследствие равенства скоростей прямого и обратного процессов;

4) возможностью подхода к состоянию равновесия с двух противоположных сторон;

5) минимальным значением изменения изобарно-изотермического или изохорно-изотермического потенциалов ($\Delta G = 0$; $\Delta F \rightarrow 0$). Выражением этих условий является закон действия масс (константы равновесия).

Для химической реакции в общем виде $aA + bB = dD + rR$, протекающей в газовой фазе в изобарно-изотермических условиях, константа равновесия имеет вид

$$K_C = \frac{C_D^d \cdot C_R^r}{C_A^a \cdot C_B^b}, \quad K_P = \frac{P_D^d \cdot P_R^r}{P_A^a \cdot P_B^b},$$

где C и P — равновесные значения концентраций веществ (в моль/л), парциальных давлений (в кПа) соответственно.

Константа равновесия, выраженная через парциальные давления компонентов газовой смеси, связана с константой K_C соотношением

$$K_P = K_C(RT)^{\Delta v},$$

где Δv — изменение числа молей газа в реакции, $\Delta v = (d + r) - (a + b)$.

В основе термодинамического расчета констант равновесия и равновесных выходов продуктов лежит уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа:

$$\Delta G_{P,T} = RT \ln \frac{P_D^d \cdot P_R^r}{P_A^a \cdot P_B^b} - RT \ln K_P,$$

где $P_A, P_B, P_D, P_R, C_A, C_B, C_D, C_R$ — произвольные парциальные давления и молярные концентрации начальных веществ и продуктов реакции.

Для стандартного состояния системы, уравнения химического сродства имеют вид $\Delta G^\circ = -RT \ln K_P$.

Для расчета константы равновесия можно применить уравнение изобары Вант-Гоффа:

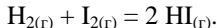
$$\ln \frac{K_{P,2}}{K_{P,1}} = \frac{\Delta H_{298}^{\circ}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right).$$

Примеры решения типовых задач

Пример 1. Константа равновесия реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = 2 \text{HI}_{(\text{г})}$ при 693 К $K_C = 50,25$. Вычислите массу образующегося иодида водорода, если в сосуд вместимостью 1 л введено 846 г йода и 21,2 г водорода.

Решение.

1. Записываем уравнение процесса:



2. Определим количество молей исходных веществ по формуле

$$\nu(X) = m(X)/M(X):$$

а) $\nu_0(\text{H}_2) = 21,2/2 = 0,0106$ моль;

б) $\nu_0(\text{I}_2) = 846/254 = 0,0033$ моль.

Число молей иодида водорода в исходном состоянии равно нулю ($\nu_0(\text{HI}) = 0$). Изменение числа молей к моменту равновесия йода и водорода ($\Delta \nu(\text{H}_2) = \Delta \nu(\text{I}_2) = x$) будет одинаковым (исходя из уравнения процесса), а равновесное число молей HI будет определяться удвоенным изменением числа молей H_2 или I_2 :

$$\nu_{\text{равн.}}(\text{HI}) = 2\Delta \nu = 2x.$$

3. Равновесное число молей остальных веществ в системе составит

$$\nu_{\text{равн.}}(\text{H}_2) = \nu_0(\text{H}_2) - x = (0,0106 - x) \text{ моль};$$

$$\nu_{\text{равн.}}(\text{I}_2) = \nu_0(\text{I}_2) - x = (0,0033 - x) \text{ моль}.$$

4. Находим константу равновесия:

$$K_C = \frac{(\nu_{\text{равн.}}(\text{HI})/V)^2}{(\nu_{\text{равн.}}(\text{H}_2)/V) \cdot (\nu_{\text{равн.}}(\text{I}_2)/V)};$$

$$50,25 = \frac{(\nu_{\text{HI}}/V)^2}{(\nu_{\text{H}_2}/V) \cdot (\nu_{\text{I}_2}/V)} = \frac{(2x/1)^2}{\left[(0,0106 - x)/1 \right] \cdot \left[(0,0033 - x)/1 \right]}.$$

Решение этого уравнения дает

$$46,25x^2 - 0,070x + 1,77 \cdot 10^{-3} = 0.$$

Откуда

$$x_{1,2} = \frac{0,070 \pm \sqrt{0,070^2 - 4 \cdot 1,77 \cdot 10^{-3} \cdot 46,25}}{2 \cdot 46,25} = \frac{0,070 \pm 0,41}{92,50},$$

$$x_1 = 11,96 \cdot 10^{-3}, \quad x_2 = 3,21 \cdot 10^{-3}.$$

Первый корень уравнения не имеет физического смысла, так как величина x_1 не может быть больше $\nu_0(\text{H}_2)$, т. е. $0,0106$ моль. Следо-

вательно, равновесное количество полученного йодистого водорода будет составлять

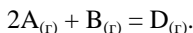
$$m_{\text{HI}} = 2x \cdot M_{\text{HI}} = 2 \cdot 3,21 \cdot 10^{-3} \cdot 128 = 0,82 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{HI}) = 0,82 \text{ г.}$

Пример 2. В закрытый сосуд вместимостью $0,05 \text{ м}^3$ введено 10 моль вещества А и 1 моль вещества В. В результате реакции $2\text{A} + \text{B} = \text{D}$ установилось равновесие с общим давлением в системе 485 кПа. Вычислите равновесные количества всех веществ в системе при 298 К. Чему равно значение K_p , K_c при этой температуре? Система подчиняется законам идеального газа.

Решение.

1. Уравнение процесса:



Если обозначить количество превращенных моль вещества В через x , то $\Delta v(\text{B}) = x$, $\Delta v(\text{A}) = 2x$, $\Delta v(\text{D}) = x$ (согласно уравнению реакции). Равновесное число моль веществ в системе можно рассчитать так:

$$v_{\text{равн.}} = v_0 - \Delta v; v_{\text{равн.}}(\text{A}) = 10 - 2x \text{ моль,}$$

$$v_{\text{равн.}}(\text{B}) = 1 - x \text{ моль, } v_{\text{равн.}}(\text{D}) = x \text{ моль.}$$

Сумма моль в равновесной системе составит

$$\Sigma v_{\text{равн.}} = (10 - 2x) + (1 - x) + x = 11 - x.$$

2. По уравнению Менделеева — Клапейрона $PV = \Sigma vRT$ находим значение x :

$$\Sigma v_{\text{равн.}} = \frac{PV}{RT}.$$

$$x = -\frac{PV}{2RT} + \frac{11}{2} = \frac{485 \cdot 0,05}{2 \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 298} + 5,5 = 0,604 \text{ моль.}$$

3. Равновесные количества веществ в системе составят:

$$v_{\text{равн.}}(\text{A}) = 10 - 2 \cdot 0,604 = 8,792 \text{ моль, } v_{\text{равн.}}(\text{B}) = 1 - 0,604 = 0,396 \text{ моль,}$$

$$v_{\text{равн.}}(\text{D}) = 0,604 \text{ моль.}$$

4. Константы равновесия рассчитываем по уравнениям

$$K_C = \frac{v_{\text{равн.}}(\text{D})/V}{(v_{\text{равн.}}(\text{A})/V)^2 \cdot (v_{\text{равн.}}(\text{B})/V)}.$$

$$K_C = \frac{0,604/0,05 \cdot 10^{-3}}{(8,792/0,05 \cdot 10^{-3})^2 \cdot (0,396/0,05 \cdot 10^{-3})} = 49,33 \cdot 10^{-6} \text{ моль}^{-2} \cdot \text{л}^2.$$

Изменение числа моль газов в результате процесса (Δv) по уравнению составляет

$$\Delta v = 1 - 2 - 1 = -2 \text{ моль},$$

$$K_P = K_C(RT)^{\Delta v} = 49,33 \cdot 10^{-6} (8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 298)^{-2} = 8,044 \cdot 10^{-6}.$$

Ответ: $v_{\text{равн.}}(\text{A}) = 8,792 \text{ моль}$, $v_{\text{равн.}}(\text{B}) = 0,396 \text{ моль}$, $v_{\text{равн.}}(\text{D}) = 0,604 \text{ моль}$, $K_C = 49,33 \cdot 10^{-6}$, $K_P = 8,044 \cdot 10^{-6}$.

Пример 3. Вычислите степень превращения (α) исходных веществ реакции $\text{A} + 4\text{B} = \text{D}$ и равновесный выход (X_D) конечного продукта реакции D, если начальные количества исходных веществ: $v_A^0 = 1 \text{ моль}$, $v_B^0 = 12 \text{ моль}$. При достижении равновесия: $v_{\text{равн.}}(\text{A}) = 0,025 \text{ моль}$, $v_{\text{равн.}}(\text{B}) = 8,1 \text{ моль}$, $v_{\text{равн.}}(\text{D}) = 0,975 \text{ моль}$. Рассчитайте константу равновесия K_C , если объем реакционного сосуда равен 50 л.

Решение.

1. Степень превращения исходных веществ можно найти так:

$$\alpha_A = \frac{v_A^0 - v_A}{v_A^0} = \frac{1 - 0,025}{1} = 0,975, \quad \alpha_B = \frac{12 - 8,1}{12} = 0,325.$$

2. Равновесный выход вещества D определим по молярной доле этого вещества в равновесном состоянии системы:

$$X_D = \frac{v_{\text{равн.}}(\text{D})}{v_{\text{равн.}}(\text{A}) + v_{\text{равн.}}(\text{B}) + v_{\text{равн.}}(\text{D})};$$

$$X_D = \frac{0,975}{0,025 + 8,100 + 0,975} = 0,107.$$

Равновесный выход (в %) вещества D (X_D) составит

$$X_D = 0,107 \cdot 100 = 10,7\%.$$

3. Константу равновесия рассчитаем так:

$$K_C = \frac{C_D}{C_A \cdot C_B^4} = \frac{v_{\text{равн.}}(\text{D})/V}{v_{\text{равн.}}(\text{A})/V \cdot (v_{\text{равн.}}(\text{B})/V)^4};$$

$$K_C = \frac{0,975 \cdot 50^4}{0,025 \cdot 8,100^4} = 5,66 \cdot 10^4 \text{ моль}^{-4} \cdot \text{л}^4.$$

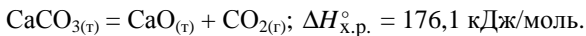
Ответ: $\alpha_A = 0,975$, $\alpha_B = 0,325$, $X_D = 10,7\%$, $K_C = 5,66 \cdot 10^4 \text{ моль}^{-4} \cdot \text{л}^4$.

Контрольные вопросы и задания

1. Что называют химическим равновесием? Укажите термодинамическое и кинетическое условия равновесия.

2. Что называют константой равновесия и от каких факторов она зависит? Приведите примеры для гомогенных и гетерогенных систем.

3. Сформулируйте принцип Ле-Шателье. Как влияет изменение внешних условий на состояние равновесия обратимой химической реакции?



4. Рассчитайте температуру, при которой равновероятны оба направления реакции синтеза аммиака из азота и водорода.

5. Константа равновесия реакции $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ при 25°C равна $4,64 \cdot 10^{-3}$. В каком направлении будет идти реакция при следующих концентрациях веществ: $C(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,046$ моль/л; $C(\text{NO}_2) = 0,0095$ моль/л?

6. В каком направлении сместится равновесие в системе $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ при условии, что $\Delta H_{\text{х.р.}}^{\circ} < 0$:

- а) при увеличении концентрации N_2 ;
- б) при увеличении концентрации H_2 ;
- в) при повышении температуры;
- г) при уменьшении давления?

7. В системе $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ равновесные концентрации веществ равны $[\text{NO}] = 0,2$ моль/дм³, $[\text{O}_2] = 0,3$ моль/дм³, $[\text{NO}_2] = 0,4$ моль/дм³. Укажите преимущественное направление реакции.

Экспериментальная часть

Смещение химического равновесия ионных систем

Опыт 1. Равновесие в системе

роданид аммония — роданид железа

Налейте в пробирку 4–5 мл разбавленного раствора роданида аммония (NH_4CNS) и добавьте 4–5 мл разбавленного раствора хлорида железа (III) (FeCl_3). Полученный раствор, характерная красная окраска которого обусловлена образующимся роданидом железа (III), разлейте поровну в четыре пробирки. Затем в первую пробирку добавьте концентрированного раствора роданида аммония, во вторую — концентрированного раствора хлорида железа (III), в третью пробирку — концентрированного раствора хлорида аммония, а раствор в четвертой пробирке оставьте для сравнения. Обратите внимание на изменение окраски растворов.

Приведите уравнение реакции в краткой ионной форме и выражение константы равновесия данной реакции. Объясните изменение окраски раствора с точки зрения закона действующих масс. Сделайте вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие.

Опыт 2. Равновесие в системе хромат — бихромат

Соли хромовой кислоты — хроматы — окрашены в желтый цвет (цвет иона CrO_4^{2-}). Соли двуххромовой кислоты — бихроматы — ок-

рашены в оранжевый цвет (цвет иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$). В растворах хрома (VI) имеет место равновесие



которым можно управлять, изменяя концентрацию ионов водорода.

В пробирку поместите 3–4 капли 10%-ного раствора бихромата калия и прибавляйте по каплям 2М раствор едкого кали до перехода оранжевой окраски в желтую. Затем к этому же раствору по каплям прибавляйте 2М раствор серной кислоты до появления вновь оранжевой окраски. Объясните изменение окраски раствора, анализируя уравнение изотермы Вант-Гоффа.

6.6. Лабораторная работа

«Равновесие в растворах электролитов.

Гидролиз солей»

Цель работы:

- 1) изучение процесса гидролиза солей разного типа;
- 2) изучение влияния различных факторов на степень гидролиза;
- 3) расчет количественных характеристик процесса гидролиза.

Рекомендации:

по литературным источникам ознакомиться со следующими теоретическими основами: «Ионное произведение воды», «Сильные и слабые электролиты», «Гидролиз солей».

Важнейшие понятия:

гидролиз солей, степень и константа гидролиза, водородный и гидроксильный показатели (рН и рОН).

Следует уметь:

сравнивать склонность к гидролизу иона в зависимости от его заряда и размера; связывать склонность ионов к процессу гидролиза с силой соответствующих кислот и оснований, используя значения $K_{\text{дис}}$ соответствующих ступеней ионизации кислот и оснований; выражать процесс гидролиза с помощью ионных и молекулярных уравнений; объяснять влияние температуры, концентрации ионов H^+ и OH^- и одноименных ионов на смещение ионного равновесия.

Контрольные вопросы и задания

1. Что называется ионным произведением воды? Каково его значение при 298 К?
2. Что называется водородным показателем (рН)? Как его величина связана с гидроксильным показателем (рОН)?

3. Определите значение pH в растворах NaOH и H_2SO_3 при мольной концентрации 0,001 моль/л.

4. Дайте определение процессу гидролиза.

5. Какие (по природе ионов) соли подвергаются гидролизу по катиону, а какие — по аниону? Какие соли не подвергаются гидролизу? Приведите примеры, записав уравнение реакции гидролиза в ионном и молекулярном виде.

6. Что является следствием процесса гидролиза?

7. Охарактеризуйте понятия «степень гидролиза», «константа гидролиза».

8. От каких факторов зависит степень гидролиза?

9. Рассчитайте константу и степень гидролиза соли NH_4Cl в растворе с концентрацией 0,001 моль/л.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Реакция среды водного раствора соли

Работа выполняется по вариантам (табл. 8).

Таблица 8

Соли, используемые для определения pH водного раствора соли

№ варианта	Соли		
	1	2	3
1	ZnCl_2	Na_2SO_3	NaCl
2	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	NaHCO_3	Na_2SO_4
3	MgCl_2	Na_3BO_3	KCl
4	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	KNO_2	K_2SO_4
5	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	K_2CO_3	NaNO_3
6	ZnSO_4	K_2CrO_4	KCl
7	NH_4Cl	Na_2SiO_3	KNO_3
8	MgCl_2	NaH_2PO_4	K_2SO_4
9	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$	CH_3COONa	NaCl
10	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Na_2SO_3	NaBr

Для предложенных солей данного варианта определите возможность протекания гидролиза и тип гидролиза: по катиону или по аниону. Для этого воспользуйтесь таблицами констант диссоциации слабых кислот и оснований (см. приложение).

Методика выполнения опыта

В трех пробирках растворите несколько кристалликов каждой соли, добавьте 1–2 капли универсального индикатора для определения значений pH и сравните окраску раствора со шкалой цветности индикатора. Запишите результаты определения области значения pH и уравнения реакции гидролиза в ионном и молекулярном виде, учи-

тывая специфику гидролиза многозарядных ионов. В выводе отметьте, правильно ли вы определили тип соли.

Опыт 2. Влияние различных факторов на степень гидролиза

Опыт 2.1. Влияние разбавления на степень гидролиза

В сухую пробирку внесите с помощью пипетки 10–15 капель насыщенного раствора ацетата натрия и 1 каплю раствора фенолфталеина. Отметьте появление окраски индикатора, связанное с гидролизом соли. Содержимое пробирки разделите на две пробирки. Одну оставьте для сравнения, во вторую добавьте 5 капель дистиллированной воды. В выводе отметьте, согласуются ли экспериментальные данные с теоретической зависимостью. Приведите соответствующие уравнения реакций.

Опыт 2.2. Влияние температуры на степень гидролиза соли

В сухую пробирку внесите 10–15 капель насыщенного раствора ацетата натрия и одну каплю индикатора (раствор фенолфталеина). Отметьте появление окраски индикатора, связанное с гидролизом соли. Содержимое пробирки разлейте на две пробирки. Одну оставьте без изменений, другую нагрейте. В выводе отметьте, согласуются ли экспериментальные данные с теоретической зависимостью. Приведите соответствующие уравнения реакций.

Опыт 2.3. Влияние силы кислоты, образующей соль, на степень гидролиза

Определите pH 0,1 М растворов Na_2SO_3 и Na_2CO_3 . Для этого к 1 мл раствора каждой соли добавьте 1 каплю универсального индикатора. Измерьте pH. Запишите соответствующие уравнения реакций. Рассчитайте степень и константу гидролиза каждой соли; сделайте соответствующий вывод.

6.6.1. Форма отчета к лабораторной работе

«Равновесие в растворах электролитов. Гидролиз солей»

Студент: ФИО

Группа

Цель работы:

- 1) изучение процесса гидролиза солей разного типа;
- 2) изучение влияния различных факторов на степень гидролиза;
- 3) расчет количественных характеристик процесса гидролиза.

Краткие теоретические основы работы

Гидролизом называется

Соль подвергается гидролизу по катиону, если она образована _____ основанием, _____ кислотой.

Соль подвергается гидролизу по аниону, если она образована _____ основанием, _____ кислотой.

Количественные характеристики гидролиза:

Основные факторы, влияющие на степень гидролиза:

1. _____
2. _____
3. _____

Опыт 1. Реакция среды водного раствора соли

Соль 1.

Уравнение диссоциации соли:

Кислота, основание, образовавшие соль

Гидролиз идет по:

Ионное уравнение гидролиза:

Молекулярное уравнение:

Реакция среды и область значений pH

Соль 2.

Уравнение диссоциации соли:

Кислота, основание, образовавшие соль:

Гидролиз идет по:

Ионное уравнение гидролиза:

Молекулярное уравнение:

Реакция среды и область значений pH

Соль 3.

Привести реакцию гидратации соли, не подвергающейся гидролизу при растворении

Выводы:

Опыт 2. Влияние различных факторов на степень гидролиза

Опыт 2.1. Влияние разбавления на степень гидролиза

Ионное уравнение реакции гидролиза соли:

Зависимость степени гидролиза от концентрации соли

Наблюдения

Опыт 2.2. Влияние температуры на степень гидролиза

Ионное уравнение гидролиза соли:

Наблюдение

Выводы:

Опыт 2.3. Влияние силы кислоты, образующей соль, на степень гидролиза

Соль 1.

Ионное уравнение гидролиза:

Молекулярное уравнение:

Константа гидролиза:

Степень гидролиза:

Результат эксперимента:

Соль 2.

Ионное уравнение гидролиза:

Молекулярное уравнение:

Константа гидролиза:

Степень гидролиза:

Результат эксперимента:

Выводы:

6.7. Лабораторная работа **«Химические источники тока»**

Цель работы:

знакомство с электрохимическими процессами на примере работы гальванических элементов как химических источников электрического тока.

Рекомендации:

повторите теорию окислительно-восстановительных процессов, условия самопроизвольного протекания химических реакций.

Важнейшие понятия:

электрод, типы электродов, стандартный электродный потенциал, водородная шкала потенциалов, равновесный электродный потенциал, гальванический элемент, электрохимическая схема элемента, электродвижущая сила элемента.

Следует уметь:

определять тип электрода; составлять электрохимические схемы элементов с привлечением стандартных потенциалов; записывать уравнение реакций, протекающих на электродах; рассчитывать равновесный потенциал по уравнению Нернста, электродвижущую силу элемента; связывать ее со свободной энергией Гиббса.

Контрольные вопросы и задания

1. Что такое электрод и каковы причины возникновения электродного потенциала?
2. Почему одни металлы при погружении в раствор собственной соли заряжаются отрицательно, а другие положительно?
3. Вычислите с помощью формулы Нернста электродный потенциал цинка, погруженного в раствор его соли с концентрацией ионов Zn^{2+} 0,01 моль/л.
4. Определите потенциал водородного электрода, если концентрация ионов H^+ в растворе равна $3,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

5. Охарактеризуйте окислительные свойства катионов водорода (H^+) по отношению к металлам в нейтральной, щелочной и кислой средах.

6. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых цинк — отрицательный электрод, в другом — положительный.

7. Предложите гальванический элемент с максимально возможным ЭДС, пользуясь рядом стандартных электродных потенциалов. Укажите электродные процессы и приведите суммарную токообразующую реакцию.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Медно-цинковый гальванический элемент

В два небольших стакана налейте 1 М растворы: в первый — раствор $ZnSO_4$ и туда же поместите зачищенный цинковый электрод, во второй — раствор $CuSO_4$ с помещенным в него зачищенным медным электродом. Замкните внутреннюю цепь, используя гальванический мостик, и убедитесь в наличии электрического тока во внешней цепи. Опыт повторите с концентрацией раствора в катодной области 0,1 М.

Опыт 2. Гальванический элемент Вольта

Соберите такую же схему, что и в опыте 1, но в качестве катодного раствора используйте 1 М раствор H_2SO_4 . Замкните внутреннюю цепь, используя гальванический мостик, и убедитесь в наличии электрического тока во внешней цепи.

6.7.1. Форма отчета к лабораторной работе «Химические источники тока»

Студент: ФИО _____

Группа _____

Цель работы:

знакомство с электрохимическими процессами на примере работы гальванических элементов как химических источников электрического тока.

Краткие теоретические основы работы

Электрохимический (окислительно-восстановительный) процесс — это процесс _____

Потенциал электрода (φ , В) обусловлен _____

Уравнение Нернста (формула)

ЭДС окислительно-восстановительной реакции _____

Катод (знак заряда и тип процесса) _____

Анод (знак заряда и тип процесса) _____

Гальванический элемент _____

Взаимосвязь ЭДС элемента и свободной энергии Гиббса

Опыт 1. Медно-цинковый гальванический элемент

Стандартные потенциалы окислительно-восстановительных систем:

а) анодной _____;

б) катодной _____.

Электрохимическая схема элемента _____

Анодная система: _____, катодная система: _____

Реакции, протекающие на электродах:

на аноде _____

на катоде _____

Токообразующая реакция в ионном виде: _____

Равновесные значения потенциалов электродов (расчет по уравнению Нернста):

1) $\varphi_A =$ _____

2) $\varphi_K =$ _____

Расчетная ЭДС элемента _____

Наблюдения:

Выводы:

Опыт 2. Гальванический элемент Вольта

Стандартные потенциалы окислительно-восстановительных систем:

а) анодной _____;

б) катодной _____.

Электрохимическая схема элемента _____

Анодная система: _____, катодная система: _____

Реакции, протекающие на электродах:

на аноде _____

на катоде _____

Токообразующая реакция в ионном виде: _____

Равновесные значения потенциалов электродов (расчет по уравнению Нернста):

1) $E_A =$ _____

2) $E_K =$ _____

Расчетная ЭДС элемента _____

Наблюдения: _____

Выводы: _____

6.8. Лабораторная работа «Электролиз»

Цель работы:

познакомиться с процессами превращения электрической энергии в химическую.

Рекомендации:

повторить теорию окислительно-восстановительных процессов, условия самопроизвольного протекания химических реакций.

Важнейшие понятия:

электрод, типы электродов, стандартный электродный потенциал, водородная шкала потенциалов, равновесный электродный потенциал электролиза, анод (инертный и растворимый), катод, последовательность электродных процессов, выход по току, электрохимический эквивалент.

Следует уметь:

определять тип электрода; записывать уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде при электролизе растворов и расплавов с активными и инертными электродами; проводить количественные расчеты, используя законы Фарадея.

Контрольные вопросы и задания

1. Что такое электрод?
2. Какие процессы происходят на электродах под действием электрического тока от внешнего источника?
3. Охарактеризуйте последовательность процессов окисления и восстановления под действием электрического тока от внешнего источника.
4. Запишите схему электролиза водного раствора $ZnSO_4$, с использованием: а) инертных электродов; б) цинковых электродов.

5. При токе силой 2 А в течение 40 мин на катоде выделилось 4,54 г некоторого металла. Вычислите электрохимический эквивалент этого металла в г/(А·ч).

6. Выход по току при получении металлического кальция при электролизе расплава хлорида кальция составил 70%. Какое количество электричества надо пропустить через электролизер, чтобы получить 200 г кальция?

Экспериментальная часть

Опыт 1. Электролиз водного раствора сульфата натрия

В электролизер налейте раствор Na_2SO_4 , поместите в него угольные электроды, подключенные к источнику электрического тока (выпрямителю от сети). В катодное пространство электролизера добавьте несколько капель фенолфталеина и включите выпрямитель. Опишите наблюдения. Какие процессы на катоде и аноде протекают при электролизе раствора сульфата натрия?

Опыт 2. Электролиз водного раствора йодистого калия

В электролизер налейте раствор KI и поместите в него угольные электроды. Пропустите через систему электрический ток. Что наблюдаете?

Опыт 3. Электролиз раствора серной кислоты с активным анодом

В электролизер поместите 2 М раствор серной кислоты. В качестве катода используйте угольный электрод, а анода — медный. Включите выпрямитель. Какие процессы протекают на электродах? Что наблюдаете?

6.8.1. Форма отчета к лабораторной работе «Электролиз»

Студент: ФИО

Группа

Цель работы:

знакомство с процессами электролиза водных растворов на инертных и активных электродах.

Краткие теоретические основы работы

Электрохимический (окислительно-восстановительный) процесс

Потенциал электрода обусловлен _____

Катод (знак заряда и тип процесса) _____

Анод (знак заряда и тип процесса) _____

Электролиз _____

При электролизе на катоде в первую очередь восстанавливается система с (min или max) _____ потенциалом;

на аноде в первую очередь окисляется система с (min или max) _____ потенциалом.

Законы Фарадея: _____

Выход по току: _____

Экспериментальная часть

Опыт 1. Электролиз водного раствора сульфата натрия

Уравнение диссоциации соли Na_2SO_4 в водном растворе:

Схема электролиза:

Катод (-) | $\text{Na}^+ \cdot x \cdot \text{H}_2\text{O}$ $(\text{SO}_4)^{2-} \cdot y \cdot \text{H}_2\text{O}$ | Анод (+)

Окислительно-восстановительные системы и значения их равновесных потенциалов:

К) у поверхности катода:

1) _____

2) _____

А) у поверхности анода:

1) _____

2) _____

Наиболее вероятный окислитель: _____

Наиболее вероятный восстановитель: _____

Электродные процессы.

К: _____

А: _____

Продукты электролиза: _____

Наблюдения:

Выводы:

Опыт 2. Электролиз водного раствора йодида калия

Уравнение диссоциации соли KI в водном растворе:

Схема электролиза:

Катод (-) | $\text{K}^+ \cdot x \cdot \text{H}_2\text{O}$ $\text{I}^- \cdot y \cdot \text{H}_2\text{O}$ | Анод (+)

Окислительно-восстановительные системы и значения их равновесных потенциалов:

К) у поверхности катода:

1) _____

2) _____

А) у поверхности анода:

1) _____

2) _____

Наиболее вероятный окислитель:

Наиболее вероятный восстановитель:

Электродные процессы.

К: _____

А: _____

Продукты электролиза: _____

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 3. Электролиз раствора серной кислоты с активным анодом

Уравнение диссоциации H_2SO_4 в водном растворе:

Материал анода — металлическая медь (Cu)

Схема электролиза:

Катод (-) | $\text{H}^+ \cdot x \cdot \text{H}_2\text{O}$

$(\text{SO}_4)^{2-} \cdot y \cdot \text{H}_2\text{O}$ | Анод (Cu) (+)

Окислительно-восстановительные системы и значения их равновесных потенциалов:

К) у поверхности катода:

1) _____

2) _____

3) _____

А) у поверхности анода:

1) _____

2) _____

3) _____

Наиболее вероятный окислитель:

Наиболее вероятный восстановитель:

Электродные процессы.

К: _____

А: _____

Продукты электролиза _____
Наблюдения: _____

Выводы: _____

6.9. Лабораторная работа «Коррозия металлов»

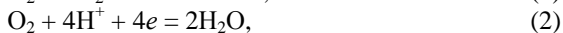
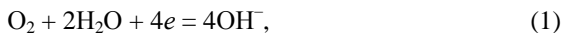
Цель работы:

изучение важнейших процессов, протекающих при коррозии металлов; защита металлов от коррозии.

Теоретические основы работы

Коррозия как процесс самопроизвольный протекает одновременно по всем возможным механизмам. Микроэлемент может возникнуть в любой точке изделия: достаточно попадания капли раствора на место соприкосновения двух металлов.

При электрохимической коррозии одни участки поверхности металла являются анодными, другие — катодными. Роль анода выполняет более активный металл, имеющий меньшую величину электродного потенциала. На анодных участках происходит окисление металла и электроны перемещаются на катодные участки, где происходит деполаризация окислителя агрессивной среды. Наиболее часто встречаются катодные процессы, связанные с деполаризацией кислорода (схемы (1) и (2)) или ионов водорода (схема (3)), в зависимости от значения pH среды.



Контрольные вопросы и задания

1. Каковы особенности электрохимической коррозии? В чем ее отличие от химической коррозии? Какую роль играют оксидные пленки в поведении металлов Zn, Cr, Fe?

2. Сравните химическую стойкость железа в контактах с алюминием и оловом.

3. Алюминиевая деталь находится в постоянном контакте с медным проводом в условиях повышенной влажности в воздушной среде. Определите анод и катод, напишите электродные процессы.

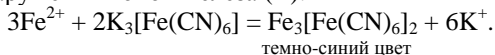
4. В поверхностном слое стальной отливки находятся вкрапления углерода. Рассмотрите электродные процессы, протекающие в ходе коррозии изделия в нейтральной и кислой среде.

Методика проведения эксперимента

Опыт 1. Исследование относительной скорости коррозии железа в присутствии различных металлов

Возьмите три одинаковых образца железа (гвозди). Один из них покройте медью. Для этого очистите образец наждачной бумагой и погрузите на 2–3 мин в раствор соли меди, затем выньте его из раствора и промойте водой. Ко второму образцу прикрепите кусочек цинковой пластинки (или используйте пластину оцинкованного железа). Третий образец оставьте для контроля. Поместите все образцы в пробирки, содержащие по 1 мл 0,02 N раствора соляной кислоты.

Через 20 мин растворы перенесите в чистые пробирки и добавьте к каждому по 2–3 капли реактива на ион железа (II) $K_3[Fe(CN)_6]$. Реакция обнаружения ионов железа (II):



По интенсивности окраски продукта реакции ($Fe_3[Fe(CN)_6]_2$) сделайте вывод о количестве растворенного железа и о влиянии контакта с медью и цинком на скорость коррозии железа.

Опыт 2. Влияние ионов хлора на процесс коррозии алюминия

В две пробирки налейте по 2–3 мл 0,5 М раствора $CuSO_4$ и в каждую поместите по образцу алюминиевой стружки. Какие изменения произошли в пробирках? В одну из пробирок внесите кристаллы хлорида натрия. Что наблюдаете?

Опыт 3. Изучение защитных свойств металлических покрытий

Коррозия металла, защищенного покрытием, происходит при нарушении целостности покрытия (например, при нанесении глубокой царапины); при этом в контакте с окружающей средой находятся оба металла: и защищаемый, и металл покрытия.

В две пробирки налейте по 4–5 мл 0,1 М раствора серной кислоты и по 0,5 мл $K_3[Fe(CN)_6]$. В одну из пробирок погрузите пластинку оцинкованного железа, в другую — пластинку луженого железа. В какой пробирке появляется синее окрашивание, свидетельствующее о появлении ионов Fe^{2+} ?

Опыт 4. Ингибиторная защита металла от коррозии в кислых средах

На два часовых стекла поместите по грануле цинка и по несколько капель разбавленной соляной кислоты (HCl). Когда реакция станет интенсивной, на одно из стекол добавьте несколько кристаллов уротропина. Что наблюдаете?

6.9.1. Форма отчета к лабораторной работе «Коррозия металлов»

Студент: ФИО _____

Группа _____

Цель работы:

изучение важнейших процессов, протекающих при коррозии металлов; защита металлов от коррозии.

Краткие теоретические основы работы

Коррозия металлов _____

По механизму протекания различают: _____

Химическая коррозия _____

Электрохимическая коррозия _____

Изменение термодинамических функций процесса коррозии: _____

Разрушение металла при электрохимической коррозии происходит в результате: _____

Количественные характеристики процесса коррозии: _____

Коррозия с водородной деполяризацией _____

Коррозия с кислородной деполяризацией _____

Коррозия со смешанной деполяризацией _____

Условия протекания электрохимической коррозии: _____

Основные способы защиты металлов от коррозии:

легирование _____

защитные покрытия _____

электрохимическая защита _____

изменение свойств коррозионной среды _____

рациональное конструирование изделий _____

Экспериментальная часть

Опыт 1. Исследование относительной скорости коррозии железа в присутствии различных металлов

Составьте схемы соответствующих гальванических элементов. Напишите электродные уравнения реакций.

Электрохимическая схема элемента _____

Анод _____, катод _____

Реакции, протекающие на электродах:

Анод _____

Катод _____

Расчетная ЭДС элемента _____

Выводы: _____

Опыт 2. Влияние ионов хлора на процесс коррозии алюминия

Объясните влияние ионов хлора на процесс коррозии. Напишите реакции коррозии алюминия в контакте с медью.

Опыт 3. Изучение защитных свойств металлических покрытий

Приведите уравнения реакций коррозии оцинкованного и луженого железа.

Опыт 4. Ингибиторная защита металла от коррозии в кислых средах

Запишите уравнение реакции взаимодействия цинка с кислотой. В выводе объясните суть ингибиторной защиты металлов от коррозии.

6.10. Лабораторная работа «Комплексные соединения» (выполняется для специалитета)

Цель работы:

познакомиться со строением и свойствами комплексных соединений.

Рекомендации:

при подготовке к работе повторите тему «Химические связи и механизмы образования связей»; ответьте на контрольные вопросы.

Важнейшие понятия:

комплексное соединение, комплексообразователь, лиганды, координационное число, внутренняя и внешняя сферы, ионизация в растворе (первичная диссоциация) и диссоциация комплексного иона (вторичная диссоциация), константы нестойкости и устойчивости комплексных соединений.

Следует уметь:

характеризовать состав комплексного соединения; давать определение понятиям: комплексообразователь, лиганды, степень окисления и координационное число комплексообразователя. По степени окисления комплексообразователя определять его электронную конфигурацию, по числу свободных атомных орбиталей определять координационное число и тип гибридизации комплексообразователя. Выражать уравнениями реакции образование и ионизацию комплекс-

ных соединений в растворе, записывать выражения $K_{уст}$ (константы образования) и $K_{нестойк}$ (константы ионизации) комплекса.

Контрольные вопросы и задания

1. Приведены примеры комплексных соединений: $K_2[ZnCl_4]$, $[Zn(OH_2)_4]Cl_2$, $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$, $[Cr(NH_3)_3(OH_2)_3]Cl_3$.

а) Отметьте внутреннюю и внешнюю сферу комплексных соединений, комплексообразователь и лиганды;

б) определите заряд, степень окисления и координационное число комплексообразователя.

2. Определите степень окисления и электронную конфигурацию комплексообразователя в соединении $K_2[Zn(OH)_4]$. Какой тип гибридизации можно приписать орбиталям центрального атома?

3. Напишите уравнения ионизации (первичная диссоциация) $[Cd(NH_3)_4]Cl_2$ и $K_2[Cd(CN)_4]$ в растворе и уравнения ионизации (вторичной диссоциации) комплексных ионов. Приведите общие константы устойчивости и нестойкости для комплексных ионов, представленных в задании.

4. Составьте уравнения реакций получения комплексов, исходя из раствора $AgNO_3$ и взяв в качестве партнеров по реакции растворы NH_3 , $Na_2S_2O_3$, $NaNO_2$ и KCN .

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение комплексных соединений

В две пробирки, согласно варианту работы (табл. 9), налейте по 2–3 капли вещества, в состав которого входит комплексообразователь. Затем по каплям добавьте второе вещество, содержащее лиганды, до образования осадка и его полного растворения.

Таблица 9

Данные к опыту 1

Вариант	Реакции	Вариант	Реакция
1	$ZnCl_2 + NH_4OH$ $CoCl_2 + NH_4SCN^{(*)}$	6	$CuSO_4 + NH_4OH^{(*)}$ $Al(NO_3)_3 + KOH$
2	$CuSO_4 + NH_4OH^{(*)}$ $FeCl_3 + NaF$	7	$Ni(NO_3)_2 + NH_4OH$ $CoCl_2 + NH_4SCN^{(*)}$
3	$Ni(NO_3)_2 + NH_4OH^{(*)}$ $Hg(NO_3)_2 + NH_4OH$	8	$CoCl_2 + NH_4OH^{(*)}$ $Hg(NO_3)_2 + KI$
4	$CoCl_2 + NH_4OH^{(*)}$ $Bi(NO_3)_3 + KI$	9	$AgCl + NH_4OH^{(**)}$ $CoCl_2 + KNO_2$
5	$ZnCl_2 + NH_4OH$ $FeCl_3 + NH_4SCN^{(*)}$	10	$CuSO_4 + NH_4OH^{(*)}$ $ZnCl_2 + KOH$

Примечания. $(*)$ — продукт реакции сохранить для опыта 2; $(**)$ — $AgCl$ получить из $AgNO_3$ и $NaCl$. Реагентов взять по одной капле.

Опыт 2. Разрушение комплексных ионов

К полученному в опыте 1 комплексному соединению (отмечено звездочкой) добавьте реактив, согласно варианту (табл. 10), до изменения окраски раствора.

Таблица 10

Данные к опыту 2

Вариант	Реакция	Вариант	Реакция
1	NaF	6	HCl
2	HCl	7	NaF
3	HNO ₃	8	KNO ₂
4	KNO ₃	9	HNO ₃
5	NaF	10	HCl

Опыт 3. Участие комплексных ионов в реакциях обмена

В пробирку, согласно варианту (табл. 11), внесите 2–3 капли средней соли. Затем по каплям добавьте комплексного соединения до появления осадка.

Таблица 11

Данные к опыту 3

Вариант	Реакция	Вариант	Реакция
1	$\text{FeSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	6	$\text{CuCl}_2 + (\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$ (добавьте 3 капли CH_3COOH)
2	$\text{KNO}_3 + \text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$	7	$\text{FeSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
3	$\text{CuCl}_2 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	8	$\text{KNO}_3 + \text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$
4	$\text{ZnCl}_2 + (\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$	9	$\text{CoCl}_2 + (\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$
5	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	10	$\text{CuCl}_2 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

6.10.1. Форма отчета к лабораторной работе «Комплексные соединения»

Студент: ФИО _____

Группа _____

Цель работы:

познакомиться со строением, некоторыми свойствами и способами получения комплексных соединений.

Краткие теоретические основы работы

Комплексным соединением называется _____

Комплексообразователь _____

Лиганды _____
Координационное число _____
Типы химической связи в комплексных соединениях _____
Ионизация комплексов в растворе (первичная диссоциация) _____
Диссоциация комплексного иона (вторичная) _____
Константа нестойкости комплексного иона _____
Константа устойчивости _____
Комплексный ион тем прочнее, _____

Опыт 1. Получение комплексных соединений

Реакция 1

Молекулярное уравнение образования комплекса

Ионно-молекулярное уравнение

Ионизация комплекса в растворе

Уравнение диссоциации комплексного иона

Выражение константы нестойкости

Наблюдаемое явление

Реакция 2

Молекулярное уравнение образования комплекса

Ионно-молекулярное уравнение

Ионизация комплекса в растворе

Уравнение диссоциации комплексного иона

Выражение константы нестойкости

Наблюдаемое явление

Опыт 2. Разрушение комплексного иона

Молекулярное уравнение

Ионное уравнение

Наблюдаемые явления

Обоснование образования нового комплекса

Опыт 3. Образование комплексных ионов в реакциях обмена

Молекулярное уравнение

Ионное уравнение

Наблюдаемые явления

Заряд комплексообразователя

Координационное число комплексообразователя

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица П.1

Константы диссоциации слабых кислот

Название	Формула	Константа диссоциации
Азотистая	HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$
Азотисто-водородная	HN_3	$2,6 \cdot 10^{-5}$
Алюминиевая	HAlO_2	$4 \cdot 10^{-13}$
Борная (мета)	HBO_2	$7,5 \cdot 10^{-10}$
Борная (орто)	H_3BO_3	$5,8 \cdot 10^{-10}$
		$1,8 \cdot 10^{-13}$
		$1,6 \cdot 10^{-14}$
Бромноватая	HBrO_3	$2 \cdot 10^{-1}$
Бромноватистая	HBrO	$2,06 \cdot 10^{-9}$
Борная	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$1 \cdot 10^{-4}$
		$1 \cdot 10^{-9}$
Германиевая	H_2GeO_3	$1,7 \cdot 10^{-9}$
		$1,9 \cdot 10^{-13}$
Иодноватистая	HIO	$2 \cdot 10^{-11}$
Кремниевая (мета)	H_2SiO_3	$2,2 \cdot 10^{-10}$
		$1,6 \cdot 10^{-12}$
Кремниевая (орто)	H_4SiO_4	$1,3 \cdot 10^{-10}$
		$2 \cdot 10^{-12}$
		$2 \cdot 10^{-14}$
		$2 \cdot 10^{-14}$
Молибденовая	H_2MoO_4	(I) $2,9 \cdot 10^{-3}$
		(II) $1 \cdot 10^{-6}$
Мышьяковая (орто)	H_3AsO_4	$5,89 \cdot 10^{-3}$
		$1,05 \cdot 10^{-7}$
		$3,89 \cdot 10^{-12}$
Мышьяковистая (мета)	HAsO_2	$6 \cdot 10^{-10}$
Мышьяковистая (орто)	H_3AsO_3	$6 \cdot 10^{-10}$
		$1,7 \cdot 10^{-14}$
Родановодородная	HSCN	$1,4 \cdot 10^{-1}$
Селенистая	H_2SeO_3	$3,5 \cdot 10^{-3}$
		$5 \cdot 10^{-9}$
Селеновая	H_2SeO_4	$1 \cdot 10^3$
		$1,2 \cdot 10^{-2}$
Селеноводородная	H_2Se	$1,7 \cdot 10^{-4}$
		$1 \cdot 10^{-11}$
Серная	H_2SO_4	$1 \cdot 10^3$
		$1,2 \cdot 10^{-2}$

Название	Формула	Константа диссоциации
Сероводородная	H_2S	$6 \cdot 10^{-8}$ $1 \cdot 10^{-14}$
Сурьмянистая (мета)	HSbO_2	$1 \cdot 10^{-11}$
Теллуристая	H_2TeO_3	$3 \cdot 10^{-3}$ $2 \cdot 10^{-8}$
Теллуровая	H_2TeO_4	$2,29 \cdot 10^{-8}$ $6,46 \cdot 10^{-12}$
Тиосерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$2,2 \cdot 10^{-1}$ $2,8 \cdot 10^{-2}$
Угольная	H_2CO_3	$4,45 \cdot 10^{-7}$ $4,69 \cdot 10^{-11}$
Уксусная	CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Фосфористая (орто)	H_3PO_3	$1,6 \cdot 10^{-3}$ $6,3 \cdot 10^{-7}$
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	$7,52 \cdot 10^{-3}$ $6,31 \cdot 10^{-8}$ $1,26 \cdot 10^{-12}$
Пирофосфорная	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$1,4 \cdot 10^{-1}$ $1,1 \cdot 10^{-2}$ $2,1 \cdot 10^{-7}$ $4,1 \cdot 10^{-10}$
Фтороводородная	HF	$6,61 \cdot 10^{-4}$
Хлористая	HClO_2	$1,1 \cdot 10^{-2}$
Хлорноватистая	HClO	$5 \cdot 10^{-8}$
Хромовая	H_2CrO_4	$1 \cdot 10^{-1}$ $3,16 \cdot 10^{-7}$
Циановодородная	HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$
Циановая	HCNO	$1,2 \cdot 10^{-4}$
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,4 \cdot 10^{-2}$ $5,4 \cdot 10^{-5}$

Таблица П.2

Константы диссоциации слабых оснований

Название	Формула	Константа диссоциации
Гидроксид алюминия	$\text{Al}(\text{OH})_3$	(III) $1,38 \cdot 10^{-9}$
Гидроксид аммония	NH_4OH	$1,79 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид бериллия	$\text{Be}(\text{OH})_2$	(II) $5 \cdot 10^{-11}$
Гидроксид ванадия (III)	$\text{V}(\text{OH})_3$	(III) $8,3 \cdot 10^{-12}$
Гидроксид галлия	$\text{Ga}(\text{OH})_3$	(II) $1,6 \cdot 10^{-11}$ (III) $4 \cdot 10^{-12}$

Название	Формула	Константа диссоциации
Гидроксид железа (II)	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	(II) $1,3 \cdot 10^{-4}$
Гидроксид железа (III)	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	(II) $1,82 \cdot 10^{-11}$ (III) $1,35 \cdot 10^{-12}$
Гидроксид кадмия	$\text{Cd}(\text{OH})_2$	(II) $5,0 \cdot 10^{-3}$
Гидроксид кальция	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	(II) $4,3 \cdot 10^{-2}$
Гидроксид кобальта (II)	$\text{Co}(\text{OH})_2$	(II) $4 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид лантана	$\text{La}(\text{OH})_3$	(III) $5,2 \cdot 10^{-4}$
Гидроксид магния	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	(II) $2,5 \cdot 10^{-3}$
Гидроксид марганца (II)	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	(II) $5,0 \cdot 10^{-4}$
Гидроксид меди (II)	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	(II) $3,4 \cdot 10^{-7}$
Гидроксид никеля	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	(II) $2,5 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид свинца	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	(I) $9,6 \cdot 10^{-4}$ (II) $3,0 \cdot 10^{-8}$
Гидроксид скандия (III)	$\text{Sc}(\text{OH})_3$	(III) $7,6 \cdot 10^{-10}$
Гидроксид хрома (III)	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	(III) $1,02 \cdot 10^{-10}$
Гидроксид цинка	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	(II) $4 \cdot 10^{-5}$
Гидразин	$\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	$2 \cdot 10^{-6}$
Гидроксиламин	$\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$	$9,33 \cdot 10^{-9}$

Таблица П.3

**Константы растворимости (произведение растворимости)
малорастворимых электролитов в воде**

Вещество	K_s	Вещество	K_s
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$
AgCN	$7 \cdot 10^{-15}$	Cu ₂ S	$3,6 \cdot 10^{-5}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	Cu(OH) ₂	$5,6 \cdot 10^{-20}$
AgI	$1,5 \cdot 10^{-16}$	CuS	$3,2 \cdot 10^{-38}$
Ag ₂ CO ₃	$6,15 \cdot 10^{-12}$	CuCO ₃	$2,36 \cdot 10^{-10}$
AgBrO ₃	$5,5 \cdot 10^{-5}$	CuC ₂ O ₄	$3 \cdot 10^{-8}$
AgIO ₃	$3,49 \cdot 10^{-8}$	FeCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-11}$
Ag ₂ CrO ₄	$4 \cdot 10^{-12}$	Fe(OH) ₂	$1,65 \cdot 10^{-15}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$2 \cdot 10^{-7}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ S	$5,7 \cdot 10^{-50}$	FeC ₂ O ₄	$2 \cdot 10^{-7}$
Ag ₂ SO ₄	$7,7 \cdot 10^{-5}$	Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$
Ag ₃ PO ₄	$1,46 \cdot 10^{-21}$	FePO ₄	$1,3 \cdot 10^{-22}$
Al(OH) ₃	$5 \cdot 10^{-33}$	HgS	$4 \cdot 10^{-53}$
BaCO ₃	$8,1 \cdot 10^{-9}$	MgCO ₃	$2 \cdot 10^{-4}$
BaC ₂ O ₄	$1,6 \cdot 10^{-7}$	Mg(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-12}$
BaCrO ₄	$2,4 \cdot 10^{-10}$	MgC ₂ O ₄	$8,6 \cdot 10^{-5}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	MgF ₂	$7 \cdot 10^{-9}$

Вещество	K_s	Вещество	K_s
BaSO ₃	$8 \cdot 10^{-7}$	MnCO ₃	$8,8 \cdot 10^{-10}$
BaF ₂	$1,6 \cdot 10^{-6}$	Mn(OH) ₂	$4 \cdot 10^{-14}$
Be(OH) ₂	$2,7 \cdot 10^{-10}$	MnS	$7 \cdot 10^{-17}$
Bi(OH) ₃	$3 \cdot 10^{-32}$	NiCO ₃	$1,3 \cdot 10^{-7}$
Bi ₂ S ₃	$7,1 \cdot 10^{-61}$	Ni(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-15}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	NiS	$2 \cdot 10^{-28}$
CaC ₂ O ₄	$2,5 \cdot 10^{-9}$	NiC ₂ O ₄	$4 \cdot 10^{-10}$
CaCrO ₄	$7 \cdot 10^{-4}$	PbBr ₂	$9,2 \cdot 10^{-6}$
CaF ₂	$3,4 \cdot 10^{-11}$	PbCO ₃	$3,3 \cdot 10^{-14}$
Ca(OH) ₂	$5,47 \cdot 10^{-6}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-25}$	PbCl ₂	$2,12 \cdot 10^{-5}$
CaSO ₄	$6,1 \cdot 10^{-5}$	PbI ₂	$9,8 \cdot 10^{-9}$
CdCO ₃	$5,2 \cdot 10^{-12}$	Pb(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-15}$
Cd(OH) ₂	$6 \cdot 10^{-15}$	PbS	$3,6 \cdot 10^{-29}$
CdS	$1,2 \cdot 10^{-28}$	PbSO ₄	$1 \cdot 10^{-8}$
Co(OH) ₂	$2,5 \cdot 10^{-16}$	Sb(OH) ₃	$4 \cdot 10^{-42}$
Cr(OH) ₃	$6,7 \cdot 10^{-31}$	Sb ₂ S ₃	$2,9 \cdot 10^{-59}$
CuCl	$3,2 \cdot 10^{-7}$	Sn(OH) ₂	$5 \cdot 10^{-26}$
SrC ₂ O ₄	$5,6 \cdot 10^{-8}$	SrSO ₄	$2,8 \cdot 10^{-7}$
SrCrO ₄	$3,6 \cdot 10^{-5}$	Zn(OH) ₂	$2,3 \cdot 10^{-17}$
Sr(OH) ₂	$3,2 \cdot 10^{-4}$	ZnCO ₃	$6 \cdot 10^{-11}$
Sn(OH) ₄	$1 \cdot 10^{-56}$	ZnC ₂ O ₄	$1,5 \cdot 10^{-9}$
SnS	$1 \cdot 10^{-27}$	ZnS	$1,3 \cdot 10^{-23}$
SrCO ₃	$9,42 \cdot 10^{-10}$	Zn ₃ (PO ₄) ₂	$9,1 \cdot 10^{-33}$

Таблица П.4

Термодинамические константы некоторых веществ и ионов

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
Ac (к)	0	0	62,8
Ac ₂ O ₃	-2050,1	-1958,1	133,9
Ag (г)	284,9	246,1	172,9
Ag (к)	0	0	42,6
Ag ⁺ (р)	105,6	77,2	72,7
AgBr (к)	-100,3	-97,3	107,2
AgCN (к)	146,0	157,0	107,3
[Ag(CN) ₂] ⁻ (р)	—	301,7	201,4
Ag ₂ CrO ₄ (к)	-721,3	-635,0	217,6
AgCl (к)	-127,2	-109,9	96,2
AgF (к)	-206,0	-188,0	83,7

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
AgI (к)	-61,9	-66,4	115,5
[Ag(NH ₃) ₂] ⁺ (р)	—	-17,6	246,3
AgNO ₃ (к)	-124,6	-33,6	141,0
Ag ₂ O (к)	-31,2	-11,3	121,0
Ag ₂ S (к)	-32,8	-40,8	144,0
Ag ₂ SO ₄ (к)	-717,7	-620,0	199,9
Al (г)	326,3	288,7	164,4
Al (к)	0	0	28,4
Al ³⁺ (р)	-530,0	-490,5	-301
AlBr ₃ (к)	-513,4	-490,6	180,2
Al ₄ C ₃ (к)	-209	-196	88,95
AlCl ₃ (к)	-704,6	-629,0	109,4
AlCl ₃ ·6H ₂ O (к)	-2693,4	-2262,8	318,2
AlF ₃ (к)	-1511,4	-1432,1	66,5
AlF ₆ ³⁻ (р)	-2519,2	-2276,4	24
AlH ₃ (к)	-11,4	46,4	30,0
AlI ₃ (к)	-308	-304	189,5
AlN (к)	-318	-287,4	20,2
Al(OH) ₃ (к)	-1315	-1157	70,1
Al(OH) ₄ ⁻ (р)	-1507,5	-1307,5	89,7
AlSb (к)	-96,2	—	72,97
Al ₂ O ₃ (к)	-1676,8	-1583,3	50,95
Al ₂ S ₃ (к)	-723,4	-492,5	96
Al ₂ (SO ₄) ₃ (к)	-3444,1	-3102,9	239,4
Ar (г)	0	0	154,7
As (г)	288,7	142,2	175,1
As (серый, к)	0	0	35,6
AsBr ₃ (к)	-197,5	-161,7	159,0
AsCl ₃ (ж)	-305,0	-268,4	212,5
AsF ₃ (г)	-920,65	-907,7	289,0
AsF ₅ (г)	-1236,8	-1172,5	—
AsH ₃ (г)	66,4	68,9	223,0
AsI ₃ (к)	-58,2	-65,8	163,6
AsO ₄ ³⁻ (р)	-880	-648	-163
As ₂ O ₃ (к)	-1334,7	-1176,4	233,5
As ₂ O ₅ (к)	-927,0	-784,3	105,5
H ₃ AsO ₃ (р)	-747,2	-640,5	179,3
H ₃ AsO ₄ (р)	-902,5	-765,7	205,0
As ₂ S ₃ (к)	-159	-158,0	163,6
At (г)	97,2	59,6	186,98
At ₂ (г)	87,9	37,5	276,1
At ⁻ (г)	-178,7	-202,5	175,4

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
Au (г)	364	329,1	180,4
Au (к)	0	0	47,44
Au ⁺ (р)	222,0	179,0	128,0
HAuO ₃ ²⁻ (р)	—	-174,9	—
AuBr ₃ (к)	-54,0	-14,7	155,1
AuBr ₄ ⁻ (р)	—	-159,4	313,8
Au(CN) ₂ ⁻ (р)	—	269,4	123,4
AuCl (к)	-36,4	-14,6	85,98
AuCl ₃ (к)	-118,4	-53,6	164,4
AuCl ₄ ⁻ (р)	-322,5	-235,8	268,5
AuF ₃ (к)	-348,5	-297	113
Au(OH) ₃ (к)	-277,8	-349,8	121
Au ₂ O ₃ (к)	-13,0	-48,7	134
B (г)	544	517,6	163,3
B (к)	0	0	5,8
BBr ₃ (к)	—	-237,5	228,5
BCl ₃ (ж)	-427,2	-387,2	206
BF ₃ (г)	-1137,6	-1120,0	254,47
BF ₄ ⁻ (р)	-1572,6	-1483,0	176,4
B ₂ H ₆ (г)	38,5	89,6	232
BN (к)	-252,8	-226,8	14,8
B(OH) ₄ ⁻ (р)	-1345,0	-1153,7	101,1
B ₂ O ₃ (к)	-1273,8	-1193,7	54,0
HBO ₂ (к)	-795	-736,1	240,2
H ₃ BO ₃ (к)	-1094,9	-951,8	88,8
B ₂ S ₃	—	238,1	106,3
Ba (г)	174,6	144,8	170,1
Ba (к)	0	0	67
Ba ²⁺ (р)	-538,0	-561,1	9,6
BaBr ₂ (к)	-756,5	-732	150
BaCO ₃ (к)	-1217,1	-1137,2	113,0
BaCl ₂ (к)	-859,1	-811,4	123,8
Ba(ClO ₃) ₂ (к)	—	-556,9	234,3
Ba(ClO ₄) ₂ (к)	-858,98	-535,6	255,2
BaCrO ₄ (к)	-1368	-1325,2	155,6
BaF ₂ (к)	-1207,9	-1137,7	96,4
BaI ₂ (к)	-605,4	-619	167
Ba(NO ₃) ₂ (к)	-992,7	-797,3	213,9
BaO (к)	-553,9	-525,4	70,5
BaO ₂ (к)	-634,7	-588,2	77,5
Ba(OH) ₂ (к)	-945,4	-855,4	100,5
Ba ₃ (PO ₄) ₂ (к)	-3960,2	-3951,4	355,6

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
BaS (к)	-460,5	-456	78,3
BaSO ₄ (к)	-1474,2	-1363,2	132,3
BaSiO ₃ (к)	-1590,1	-1525,9	109,6
Ba ₂ SiO ₄ (к)	-2265,6	-2145,6	176,1
BaTiO ₃ (к)	-1663,6	-1574,9	107,9
Be (г)	326,5	288,8	136,2
Be (к)	0	0	9,5
Be ²⁺ (р)	—	-381,2	196,6
BeBr ₂ (к)	-330	-354	103
Be ₂ C (к)	-90,8	-88,3	16,3
BeCO ₃ (к)	-982	-944,7	67,29
BeCl ₂ (к)	-494	-468	63
BeF ₂ (к)	-1010	-941	45
BeH ₂ (к)	125,5	115,7	173
BeI ₂ (к)	-165	-210	130
BeO (к)	-598	-582	14,1
Be(OH) ₂ (к)	-907	-818	55,6
BeSO ₄ (к)	-1197	-1088	90
Bi (г)	207,1	159,6	186,9
Bi (к)	0	0	56,9
Bi ³⁺ (р)	81	91,9	-175
BiCl ₃ (к)	-378,9	-313,3	171,5
BiCl ₄ ⁻ (р)	—	482,1	—
BiI ₃ (к)	-108,9	-175,4	234,0
BiOCl (к)	-371,4	-231,2	102,6
Bi(OH) ₃ (к)	-711,8	-580,3	118
Bi ₂ O ₃ (к)	-578,2	-497,7	151
Bi ₂ S ₃ (к)	-155,7	-153,0	200,4
Bi ₂ (SO ₄) ₃ (к)	-2554	-2583,3	—
Br (г)	111,8	82,4	186,9
Br ⁻ (г)	-218,9	-238,7	163,4
Br ⁻ (р)	-131,2	-107,1	83,3
Br ₂ (г)	-30,9	3,1	245,5
Br ₂ (ж)	0	0	152,2
BrF (г)	-42,4	-57,7	228,9
BrF ₃ (ж)	-303,1	-242,9	178,1
BrF ₅ (г)	428,9	-350,3	319,2
BrO ₃ ⁻ (р)	-40,2	1,84	161,1
HBr (г)	-36,1	-53,4	198,7
HBrO (р)	-112,97	-82,4	142,3
C (г)	712,5	669,7	157,99
C (алмаз, к)	1,828	2,834	2,37

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
CCl ₄ (г)	-102,93	-60,63	309,74
CCl ₄ (ж)	-135,44	-64,7	214,6
CF ₄ (г)	-933,7	-888,97	216,6
CH ₄ (г)	-74,86	-50,85	186,44
Cl ₄ (г)	—	260,90	391,83
CN ⁻ (р)	—	171,6	96,4
CO (г)	-110,6	-137,2	197,7
COCl ₂ (г)	-220,3	-266,9	283,9
COF ₂ (г)	-634,71	-619,23	258,49
CO ₂ (г)	-393,8	-394,6	213,8
CO ₃ ²⁻ (р)	-676,3	-528,1	-54,9
CS ₂ (ж)	88,8	64,5	151,1
CS ₂ (г)	115,3	65,1	237,8
CH ₄ (г)	-74,85	-50,85	186,27
CH ₃ OH (г)	-201,2	-161,9	237,6
CH ₃ OH (ж)	-238,6	-166,2	126,8
CH ₃ COOH (ж)	-484,09	-389,36	159,83
C ₂ H ₂ (г)	226,75	209,21	200,82
C ₂ H ₄ (г)	52,30	68,14	219,45
C ₂ H ₆ (г)	-84,67	-32,93	229,49
C ₂ H ₅ OH (ж)	-227,7	-174,8	160,7
C ₃ H ₈ (г)	-103,8	-23,5	269,9
CH ₃ COCH ₃ (ж)	-248,11	-155,42	200,41
n-C ₄ H ₁₀ (г)	-124,7	-15,7	310,0
C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅ (ж)	-279,49	-123,05	253,13
C ₆ H ₆ (г)	82,9	129,7	269,2
C ₆ H ₆ (ж)	49,0	124,5	172,8
C ₈ H ₁₈ (ж)	-250,0	6,5	360,8
C ₆ H ₅ COOH (к)	-385,14	-245,24	167,57
H ₂ NCONH ₂ (к)	-333,17	-197,15	104,00
C ₆ H ₅ NO ₂ (ж)	15,90	146,20	224,26
C ₆ H ₅ NH ₂ (ж)	31,01	149,08	191,29
C ₆ H ₁₂ O ₆ (к)	-1260	-919,5	288,9
HCN (ж)	-109,6	-125,6	113,2
HCO ₃ ⁻ (р)	-691,1	-587,1	95,0
H ₂ CO ₃ (р)	-699,5	-619,2	187,4
Ca (г)	177,3	143,6	154,8
Ca (к)	0	0	41,45
Ca ²⁺ (р)	-542,96	-553,0	-55,2
Ca(AlO ₂) ₂ (к)	-2327,9	-2210,2	144,3
Ca(BO ₂) ₂ (к)	-2030,96	-1924,2	105,2
CaBr ₂ (к)	-683,3	-664,0	130

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
CaBr ₂ ·6H ₂ O (к)	-2507,9	-254,5	410
CaC ₂ (к)	-59,9	-64,9	70,0
CaCO ₃ (кальцит, к)	-1207,7	-1129,6	91,6
CaCl ₂ (к)	-796,3	-748,9	104,7
CaCl ₂ ·6H ₂ O (к)	-2599,6	-2198,9	285,1
CaCrO ₄ (к)	-1380,0	-1278,2	134
Ca(CrO ₂) ₂ (к)	-2068	-1936,4	120,9
CaF ₂ (к)	-1220,5	-1168,1	68,9
CaHPO ₄ (к)	-1815,6	-1682,4	111,5
CaHPO ₄ ·2H ₂ O (к)	-2405,2	-2156,2	189,6
CaH ₂ (к)	-188,7	-149,8	42
CaI ₂ (к)	-534,7	-529,0	142
CaO (к)	-635	-603,6	39,7
CaO ₂ (к)	-651,7	-598	43,1
Ca(OH) ₂ (к)	-986,8	-899,2	83,4
CaS (к)	-482,7	-477,7	56,5
CaSO ₄ ·0,5H ₂ O (к)	-1577,8	-1437,8	130,6
CaSO ₄ ·2H ₂ O (гипс, к)	-2023,98	-1798,7	194,3
CaSiO ₃ (к)	-1636,0	-1550,8	81,98
Ca ₂ SiO ₄ (к)	-2307,43	-2192,42	127,61
CaWO ₄ (к)	-1683,6	-1576,9	151,0
Ca ₃ (PO ₄) ₂ (к, β)	-4123,6	-3887,4	236,1
Ca ₃ N ₂ (к)	-431,8	-368,6	105
Cd (г)	112,0	77,2	167,6
Cd (к)	0	0	51,76
Cd ²⁺ (р)	-72,4	-77,7	-61,1
CdBr ₂ (к)	-315,3	-295,8	138,33
CdCO ₃ (к)	-754,6	-674,5	96,7
CdCl ₂ (к)	-390,8	-343,2	115,27
CdF ₂ (к)	-700,4	-649,5	84
CdI ₂ (к)	-204,2	-201,3	158,32
Cd(NO ₃) ₂ ·4H ₂ O (к)	-1236,5	-1653,2	393,0
Cd(NO ₃) ₂ ·2H ₂ O (к)	—	-748,936	—
CdO (к)	-260,0	-229,3	54,8
Cd(OH) ₂ (к)	-561,5	-473,8	93,04
Cd(OH) ₄ ²⁻ (р)	—	-755,0	—
CdS (к)	-156,9	-153,2	71,1
CdSO ₄ (к)	-934,4	-823,9	123,05
Cl (г)	121,3	-105,3	165,1
Cl ⁻ (г)	-233,6	-239,9	153,2
Cl ⁻ (р)	-167,2	-131,4	56,6
Cl ₂ (г)	0	0	222,9

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
ClF (г)	-42,9	-51,4	217,8
ClF ₃ (ж)	-157,7	-117,8	281,5
ClO ⁻ (р)	-110,1	-36,6	33
ClO ₂ (г)	105	122,3	257,0
ClO ₂ ⁻ (р)	-69,0	14,6	100,4
ClO ₃ ⁻ (р)	-98,3	-2,6	163,2
ClO ₄ ⁻ (р)	-131,4	-10,8	180,7
Cl ₂ O (г)	75,7	93	266,2
Cl ₂ O ₇ (г)	286,6	399,1	—
Cl ₂ O ₇ (ж)	251	—	—
HCl (г)	-92,4	-94,5	186,9
HCl (р)	-166,9	-131,2	56,5
HClO (р)	-124,3	-79,6	129
HClO ₄ (ж)	-34,5	84,0	188,4
Co (г)	424,7	333,8	179,4
Co (к)	0	0	30,1
Co ²⁺ (р)	-59,4	-53,6	-110,5
Co ³⁺ (р)	-94,2	-129,7	-285,0
CoBr ₂ (к)	-232,2	-210,5	135,6
CoCO ₃ (к)	-722,6	-651,0	—
CoCl ₂ (к)	-310,2	-267,5	109,7
CoI ₂ (к)	-102,1	-97,5	158,2
Co(NH ₃) ₆ ²⁺ (р)	—	-238,5	—
Co(NH ₃) ₆ ³⁺ (р)	—	-221	333,6
Co(NO ₃) ₂ (к)	-421,8	-243,3	192
Co(NO ₃) ₂ ·6H ₂ O (к)	-1655,6	—	—
CoO (к)	-239,7	-215,2	52,8
Co(OH) ₂ (к)	-541,0	-456,1	82,0
Co(OH) ₃ (к)	-726,0	-596,8	100
CoS (к)	-84,5	-96,1	—
CoSO ₄ (к)	-889,5	-783,7	117,5
CoSO ₄ ·7H ₂ O (к)	—	-2475,5	406,1
Co ₂ C (к)	—	29,7	124,7
Co ₃ O ₄ (к)	-880	-769,1	103,0
Cr (г)	397,5	352,6	174,2
Cr (к)	0	0	23,6
Cr ²⁺ (р)	-139	-183,4	41,9
Cr(CO) ₆ (г)	-1005,8	-950,6	487,6
Cr(CO) ₆ (к)	-1077,4	-970,4	314
Cr ³⁺ (р)	-236,1	-223,2	-215,6
CrCl ₂ (к)	-395,7	-356,6	115,7
CrCl ₃ (к)	-570,3	-501,0	124,8

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
CrF ₆ (к)	-1159,7	-1090,1	94,2
CrN (к)	-123,4	-103,5	52,7
CrO ₃ (к)	-590,8	-513,8	72,3
CrO ₄ ²⁻ (р)	-882,2	-729,9	54
CrO ₂ Cl ₂ (ж)	-598,7	-524,7	209,2
Cr(OH) ₂ (к)	-669	-576,1	81,2
Cr(OH) ₃ (к)	-995	-846,8	95,4
Cr ₂ O ₃ (к)	-1141,3	-1059,7	81,2
Cr ₂ O ₇ ²⁻ (р)	-1491,9	-1305,4	270,5
Cr ₂ (SO ₄) ₃ (к)	-3308	-2986	287,9
Cr ₃ C ₂ (к)	-79,5	-81,2	85,4
Cs (г)	78,1	50,9	175,5
Cs (к)	0	0	84,35
Cs ⁺ (р)	-247,7	-282,04	133,1
CsBr (к)	-394,6	-383,3	121
CsCl (к)	-433,0	-404,2	90,0
CsF (к)	-530,9	-505,4	79
CsH (к)	-49,9	-29,3	79
CsI (к)	-253,1	-333,5	130
CsNO ₃ (к)	-494,2	-395,0	149,0
CsOH (к)	-406,7	-362,3	93,3
Cs ₂ CO ₃ (к)	—	-1039	188,7
Cs ₂ O (к)	-317,6	-274,5	123,8
Cs ₂ O ₂ (к)	-402,5	-327,2	118,0
CsO ₂ (к)	-289,5	-211,3	—
Cs ₂ S (к)	-364	-326	146
Cs ₂ SO ₄ (к)	-1642,6	-1300,0	205,9
Cu (к)	0	0	33,2
Cu ⁺ (р)	71,5	50,0	39,3
Cu ²⁺ (р)	66,0	65	-92,8
CuBr (к)	-103,5	-99,58	96,11
CuBr ₂ (к)	-143	-131,1	146
CuCO ₃ (к)	-595,4	-518,3	88
CuCl (к)	-137,3	-120,1	87,0
CuCl ₂ (к)	-215,7	-171,5	108,2
CuCl ₂ ⁻ (р)	-277,6	-244,6	210
CuCl ₂ ·2H ₂ O (к)	-818,6	-660,1	190,6
CuF (к)	-537,6	-487,8	68,8
CuI (к)	-68,0	-69,7	96,7
CuI ₂ (к)	—	-12,6	163,2
Cu(NH ₃) ₂ ⁺ (р)	—	-30,5	117,7
Cu(NH ₃) ₄ ²⁺ (р)	—	-111,5	280,5

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
Cu(NO ₃) ₂ (к)	-305,3	-117	192
CuO (к)	-162,1	-129,5	42,73
Cu(OH) ₂ (к)	-444,6	-359,6	84
Cu(OH) ₄ ²⁻ (р)	-894,3	-658,2	43
(CuOH) ₂ CO ₃ (к)	-1051	-900,9	211,6
CuS (к)	-53,2	-53,6	66,5
Cu ₂ S (к)	-79,5	-86,3	121
CuSO ₄ (к)	-771,4	-662,2	109,3
CuSO ₄ ·5H ₂ O (к)	-2280,8	-1881	200,6
Cu ₂ O (к)	-173,3	-150,6	92,99
Cu ₂ S (к)	-79	-86,3	121
F (г)	79,5	62,4	158,7
F ⁻ (г)	-259,7	-266,6	145,5
F ⁻ (р)	-331,7	-277,9	-13,8
F ₂ (г)	0	0	202,9
HF (г)	-270,9	-272,99	173,8
HF ₂ ⁻ (р)	-642,3	-576,7	113,6
Fe (г)	416,5	371,3	180,4
Fe (к)	0	0	27,2
Fe ²⁺ (р)	-87,2	-78,96	-110,9
Fe ³⁺ (р)	-46,4	-4,5	-309,2
FeBr ₂ (к)	-270,9	-272,99	173,8
FeBr ₃ (к)	-251,6	-239,8	139,9
Fe(CN) ₆ ³⁻ (р)	630,1	748,4	269,4
Fe(CN) ₆ ⁴⁻ (р)	544,8	696,0	97,9
FeCO ₃ (к)	-738,6	-665,5	95,3
Fe(CO) ₅ (г)	-764,0	-695,2	338
FeCl ₂ (к)	-341,98	-302,6	118,1
FeCl ₃ (к)	-399,7	-334,2	142,4
FeO (к)	-265,0	-244,5	60,8
Fe(OH) ₂ (к)	-562,1	-480,1	88
Fe (OH) ₃ (к)	-827,2	-700,1	105
FeS (к)	-100,5	-100,8	60,3
FeS ₂ (пирит, к)	-163,3	-151,9	52,96
FeSO ₄ (к)	-929,5	-825,5	121,0
FeSO ₄ ·7H ₂ O (к)	-3017,8	-2513,3	409,5
FeSiO ₃ (к)	-1195,8	-1118,3	93,99
FeTiO ₃ (ильменит, к)	-1235,5	-1159,2	105,9
Fe ₂ O ₃ (к)	-822,7	-740,8	87,5
Fe ₂ (SO ₄) ₃ (к)	-2582,0	-2254,6	283,0
Fe ₃ C (к)	25	18,8	108
Fe ₃ O ₄ (к)	-1117,9	-1014,8	146,3

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
Ga (г)	271,7	233,2	—
Ga (к)	0	0	41,1
Ga ³⁺ (р)	-215,8	-161,78	-327,6
GaCl ₃ (к)	-524,7	-492,8	133,4
GaF ₃ (к)	—	-941,4	83,7
Ga(OH) ₃ (к)	-1014,6	-831,78	84,9
Ga(OH) ₆ ³⁻ (р)	—	-1431,0	—
GaP (к)	-121,7	—	—
GaSb (к)	-41,5	-38,2	80,8
Ga ₂ O ₃ (к)	-1089	-998,2	—
Ga ₂ S ₃ (к)	-569	—	—
Ge (г)	376,5	335,8	167,7
Ge (к)	0	0	31,1
GeCl ₄ (г)	-504,6	-466,0	347,7
GeCl ₄ (ж)	-569	-497	251,0
GeF ₄ (г)	-1190	-1150	303
GeH ₄ (г)	90,8	113,2	217,1
GeO (к)	-255	-226,8	50,2
GeO ₂ (к, I)	-554,7	-500,8	55,27
GeS (к, I)	-70,09	-70,97	65,98
GeS ₂ (к)	-38,38	-39,9	78,28
GeSe (к)	-82,4	-84,0	79,0
Ge ₂ H ₆	159,4	—	—
H (г)	217,98	203,3	114,6
H ⁺ (г)	1536,2	1516,99	108,8
H ⁺ (р)	0	0	0
H ₂ (г)	0	0	130,7
He (г)	0	0	126,04
Hf (г)	702,9	660,8	186,6
Hf (к)	0	0	43,55
HfC (к)	0	0	40,1
HfCl ₄ (к)	-980	-901	191
HfF ₄ (к)	-1930	-1830	113
Hf(OH) ₄ (к)	—	-1361,8	—
HfO ₂ (к)	-1117,5	-1061,1	59,33
Hg (г)	61,5	31,9	174,9
Hg (ж)	0	0	75,90
Hg ²⁺ (р)	174,01	164,8	-22,6
Hg ₂ ²⁺ (р)	168,2	154,2	74,1
HgBr ₂ (к)	-169,9	-155,5	179,8
HgCO ₃ (к)	-552,5	-468,1	-184,1
HgCl ₂ (к)	-228,2	-180,9	140,02

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
HgI ₂ (к)	-105,4	-103,1	184,05
HgO (к)	-90,9	-58,6	70,29
HgS (к)	-59,0	-56,9	105,4
HgSO ₄ (к)	-707,9	-589,0	136,4
Hg ₂ Br ₂ (к)	-207,1	-181,3	217,7
Hg ₂ Cl ₂ (к)	-265,1	-210,8	192,8
Hg ₂ O (к)	—	-63,3	130,6
Hg ₂ SO ₄ (к)	-744,7	-627,5	200,7
Hg(NO ₃) ₂ ·2H ₂ O (к)	—	-563,6	—
I (г)	106,3	69,5	178,8
Γ (г)	-195	-221,8	167,4
Γ (р)	-55,9	-51,7	109,4
I ₂ (г)	62,3	19,2	260,6
I ₂ (к)	0	0	116,5
ICl (г)	-17,41	-5,81	247,4
ICl ₃ (к)	-88,3	-22,1	167,2
IF (г)	-125	-127,1	235,9
IF ₅ (г)	-834,3	-763,9	328,9
IO ₃ ⁻ (р)	-230,1	-135,6	115,9
HI (г)	26,57	1,78	206,48
HI (р)	-55,2	-51,5	111,3
H ₅ IO ₆ (к)	-761,5	—	—
In (г)	—	203,5	173,7
In (к)	0	0	57,82
In ³⁺ (р)	-182,4	-98,4	-253,7
InAs (к)	-25,9	-24,2	41,0
InCl (к)	-186,2	-164,0	95,0
InCl ₃ (к)	-537,2	-460	138
In(OH) ₃ (к)	-760,0	-761,6	106,7
InP (к)	88,7	—	31,1
InSb (к)	-15,35	-14,1	88,3
In ₂ O ₃ (к)	-925,9	-831,9	107,9
In ₂ (SO ₄) ₃ (к)	-2725,5	-2385,7	302,1
Ir (г)	630,0	622,4	193,5
Ir (к)	0	0	35,48
IrCl ₃ (к)	-242,7	-198,7	155,4
IrO ₂ (к)	-243	-188,4	59
IrF ₆ (г)	-544,7	-458,7	357,7
K (г)	89,16	60,67	160,23
K (к)	0	0	71,45
K ⁺ (р)	-251,2	-282,3	102,5
KAg(CN) ₂ (к)	—	35,9	142,2

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
KAlH ₄ (к)	-166,5	-99,5	128,8
KBF ₄ (к)	-1881,5	-1778,2	50,2
KBH ₄ (к)	-948,8	-159,4	106,2
K ₂ B ₄ O ₇ (к)	-3334,2	-2998,8	187,4
KBr (к)	-392,5	-378,8	95,85
KBrO ₃ (к)	-332,2	-243,5	149,2
KCN (к)	-112,5	-103,9	137,03
K ₂ CO ₃ (к)	-1146,1	-1059,8	156,32
KCl (к)	-439,5	-408,0	82,56
KClO ₃ (к)	-391,2	-289,9	142,97
KClO ₄ (к)	-430	-300,4	151,0
KF (к)	-567,4	-537,7	66,60
KH (к)	-63,4	-34,0	50,2
KHCO ₃ (к)	-959,3	-860,6	128,7
KHF ₂ (к)	-928,45	-860,45	104,6
KI (к)	-327,6	-324,1	110,79
KIO ₃ (к)	-508,4	-425,5	151,46
KIO ₄ (к)	-464,9	-391,2	157,7
KMnO ₄ (к)	-813,4	-713,8	171,71
KNO ₂ (к)	-370,3	-218,6	117
KNO ₃ (к)	-493,2	-393,1	132,93
KN ₃ (к)	1,38	77,0	86,0
KOH (к)	-425,8	-380,2	79,32
KOH (р)	-477,3	-440,5	91,6
KO ₂ (к)	-280	-209	46,9
KReO ₄ (к)	-1100,3	-995,7	167,7
K ₂ CrO ₄ (к)	-1382,8	-1286,0	193,3
K ₂ Cr ₂ O ₇ (к)	-2033,0	-1866	291,2
K ₂ O (к)	-363,2	-323,1	94,1
K ₂ O ₂ (к)	-495,8	-429,8	113,0
K ₂ O ₄ (к)	—	-416,7	93,7
K ₂ [PtCl ₆] (к)	—	-1037,2	329,6
K ₂ S (к)	-428,4	-404,2	111,3
K ₂ SO ₃ ·2H ₂ O (к)	-1116,7	-1025	156,5
K ₂ SO ₄ (к)	-1433,7	-1316,4	175,7
K ₄ Fe(CN) ₆ (к)	-1423,8	-1097,5	598
K ₃ Fe(CN) ₆ (к)	-173,2	-51,9	420,1
Kr (г)	0	0	164
La (г)	416,3	362,4	183,1
La (к)	0	0	57,3
LaCl ₃ (к)	-1070,7	-1028,8	144,3
La ₂ O ₃ (к)	-1793,1	-1705,8	128,4

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
$\text{La}_2(\text{SO}_4)_3$ (к)	-3932	-3598,2	—
Li (г)	160,5	127,4	139,6
Li (к)	0	0	28,6
LiAlH_4 (к)	-102,4	-48,7	88,4
LiBr (к)	-350	-338,9	66,9
LiCl (к)	-408,3	-384,0	59,3
LiF (к)	-612,1	-584,1	35,9
LiH (к)	-90,7	-68,5	20,0
LiI (к)	-271,1	-266,9	75,7
Li(OH) (к)	-487,2	-442,2	42,8
Li(OH) (р)	-508,7	—	—
Li_2CO_3 (к)	-1215,6	-1132,4	90,4
LiNO_3 (к)	-482,3	-389,5	105
Li_2O (к)	-595,8	-562,1	37,87
Li_2SO_4 (к)	-1434,4	-1324,7	113
Mg (г)	—	111,9	148,5
Mg (к)	0	0	32,7
Mg^{2+} (р)	-467	-455,1	138
MgBr_2 (к)	-517,6	—	—
$\text{MgBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (к)	-2407	-2054	397
MgCO_3 (к)	-1113	-1029,3	65,7
MgCl_2 (к)	-641,1	-591,6	89,8
MgF_2 (к)	-1113	-1071	57,2
$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (к)	-2612,3	-2072,4	453,1
MgO (к)	-601,8	-569,6	26,9
$\text{Mg}(\text{OH})_2$ (к)	-924,7	-833,7	63,14
MgSO_4 (к)	-1301,4	-1158,7	91,6
$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (к)	-3384	-2868	—
Mn (г)	280	241,0	173,6
Mn (к)	0	0	32,0
MnCO_3 (к)	-881,7	-811,4	109,5
MnCl_2 (к)	-481,2	-440,4	118,2
$\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ (к)	-1687	-1426	316,5
MnO (к)	-385,1	-363,3	61,5
MnO_2 (к)	-521,5	-466,7	53,1
$\text{Mn}(\text{OH})_2$ (к)	-700	-618,7	94,9
MnSO_4 (к)	-1066,7	-959,0	112,5
MnO_4^- (р)	-520,07	-449,3	190,2
Mn_2O_7 (к)	-726,3	-543,9	—
Mo (г)	661,1	612,5	181,8
Mo (к)	0	0	28,6
MoCl_2 (к)	-287	-145,8	119

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
MoCl ₃ (к)	-393	-204	138
MoCl ₄ (к)	-479,5	-396,6	180
MoCl ₅ (к)	-526,8	-420,6	230
MoF ₆ (к)	-1585,4	-1473,0	259,7
MoO ₂ (к)	-586,1	-533,2	46,28
MoO ₃ (к)	-745,2	-668,1	77,74
H ₂ MoO ₄	-1046	-950	159
N (г)	—	155,6	153,2
N ₂ (г)	0	0	199,9
NF ₃ (г)	-124,3	-127,2	260,1
NH ₂ OH (к)	-114,2	—	—
NH ₂ OH (р)	-98,3	-23,4	167,4
NH ₃ (г)	-46,19	-16,7	192,6
NH ₄ ⁺ (р)	-132,4	-79,5	114,4
(NH ₄) ₂ Al ₂ (SO ₄) ₄ (к)	-5946,9	-4938,5	686,2
NH ₄ Br (к)	-270	-174,8	112,9
NH ₄ CNS (к)	-58,11	10,5	261,12
NH ₄ Cl (к)	-314,4	-204,3	95,9
NH ₄ ClO ₄ (к)	-295,0	-88,8	184,3
NH ₄ NO ₂ (р)	-237,4	-116,8	253,7
NH ₄ NO ₃ (к)	-365,4	-183,9	151,1
(NH ₄) ₂ SO ₄ (к)	-1181,1	-901,9	220
(NH ₄) ₂ CrO ₄ (к)	-1183,19	-995,8	172,7
(NH ₄) ₂ Cr ₂ O ₇ (к)	-1799,12	—	—
NO (г)	90,31	80,6	210,7
NOBr (г)	82,2	82,4	273,5
NOCl (г)	52,5	66,9	261,5
NOF (г)	-66,5	-51,0	247,9
NOI (г)	100	92,4	282,8
NO ₂ (г)	33	51,5	240,2
NO ₂ Cl (г)	12,55	54,39	272,04
NO ₂ F (г)	-108,78	-66,45	260,13
NO ₃ ⁻ (р)	-207,5	-111,7	147,3
NO ₃ F (г)	10,46	73,61	292,83
N ₂ H ₄ (г)	95,40	159,28	238,36
N ₂ H ₄ (ж)	50,53	149,3	121,4
N ₂ O (г)	82,1	104,2	220,0
N ₂ O ₃ (г)	83,3	140,6	307,3
N ₂ O ₄ (ж)	19,05	98,0	209,3
N ₂ O ₅ (к)	42,7	114,2	178,4
HN ₃ (г)	294,14	328,08	238,86
HN ₃ (ж)	—	327,2	140,6

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
HNO ₂ (р)	-119,2	-55,6	152,7
HNO ₃ (г)	-135,1	-74,8	266,9
HNO ₃ (ж)	-174,3	-80,9	155,7
Na (г)	108,3	77,3	153,6
Na (к)	0	0	51,45
Na (ж)	2,48	10,5	57,9
Na ⁺ (г)	606,1	575,6	147,9
Na ⁺ (р)	-239,9	-262,13	58,91
NaAlCl ₄ (к)	-1142,8	-1041,8	123,85
NaAlH ₄ (к)	-114,5	-48,53	123,85
NaAlO ₂ (к)	-1132,2	-1066,27	70,4
NaAlSiO ₄ (нефелин, к)	-4051,5	-1960,7	124,26
NaBH ₄ (к)	-183,3	-119,5	101,3
NaBO ₂ (к)	-1059	-922,8	73,49
NaBr (к)	-361,4	-349,3	86,42
NaBrO ₃ (к)	-342,8	-252,6	130,5
NaCN (к)	-89,8	-80,4	118,5
NaCNO (к)	-93,6	-81,4	124,85
NaCNS (к)	-410,0	-155	113
NaCl (г)	—	201,3	229,7
NaCl (к)	-411,1	-384,0	72,12
NaClO ₃ (к)	-365,4	-275	129,7
NaClO ₄ (к)	-382,8	-282	109
NaF (к)	-573,6	-543,3	51,3
NaF·HF (к)	-902,8	-806,74	90,7
NaH (к)	-56,4	-38	188
NaHCO ₃ (к)	-947,7	-851,9	102
NaI (к)	-287,9	-284,6	98,5
NaNO ₂ (к)	-359	-295	106
NaNO ₃ (к)	-466,7	-365,9	116
NaN ₃ (к)	21,3	99,9	70,5
NaOH (к)	-425,6	-380,7	64,4
NaOH (р)	-470	-419,2	48,1
NaO ₂ (к)	—	-217,6	115,9
Na ₂ B ₄ O ₇ (к)	-3276,6	-3081,6	189,5
Na ₂ CO ₃ (к)	-1137,5	-1047,5	136,4
Na ₂ CO ₃ ·10H ₂ O (к)	-4083,5	-3424,3	564,7
Na ₂ CrO ₄ (к)	-1333	-1232	174,5
Na ₂ O (к)	-510,8	-376,1	72,4
Na ₂ S (к)	-370,3	-354,8	77,4
Na ₂ SO ₃ (к)	-1090	-1002	146,0

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
Na ₂ SO ₄ (к)	-1384,6	-1266,8	149,5
Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O (к)	-4324,6	-3640	585,7
Na ₂ S ₂ O ₃ ·5H ₂ O (к)	-2602,4	-1043	—
Na ₂ SiO ₃ (к)	-1525,4	-1427,7	113,8
Na ₃ AlF ₆ (к)	—	-3140,7	238,5
Na ₃ PO ₄ (к)	-1935,5	-1819	224,7
Nb (г)	742,1	676,6	186,1
Nb (к)	0	0	36,4
NbCl ₅ (к)	-797,5	-687,7	226
NbF ₅ (к)	-1813,4	-1698,7	157
Nb ₂ O ₅ (к)	-1898	-1764	137,2
Ne (г)	0	0	146,2
Ni (г)	423,0	379,2	182,1
Ni (к)	0	0	29,9
Ni ²⁺ (р)	—	-45,6	-126,0
NiBr ₂ (к)	-214	-205	129,7
NiCl ₂ (к)	-304,2	-258,0	98,07
NiCl ₂ ·4H ₂ O (к)	—	-1246,8	—
Ni(NH ₃) ₆ ²⁺ (р)	—	-246,9	347,9
Ni(OH) ₃ (к)	-670,7	-540,3	96
NiO (к)	-239,7	-211,6	37,9
Ni(OH) ₂ (к)	-543,5	-458,4	79,9
NiS (к)	-79	-76,9	52,97
Na ₂ CrO ₄ (к)	-1333	-1232	174,5
Na ₂ O (к)	-510,8	-376,1	72,4
Na ₂ S (к)	-370,3	-354,8	77,4
Na ₂ SO ₃ (к)	-1090	-1002	146,0
Na ₂ SO ₄ (к)	-1384,6	-1266,8	149,5
Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O (к)	-4324,6	-3640	585,7
Na ₂ S ₂ O ₃ ·5H ₂ O (к)	-2602,4	-1043	—
Na ₂ SiO ₃ (к)	-1525,4	-1427,7	113,8
Na ₃ AlF ₆ (к)	—	-3140,7	238,5
Na ₃ PO ₄ (к)	-1935,5	-1819	224,7
Nb (г)	742,1	676,6	186,1
Nb (к)	0	0	36,4
NbCl ₅ (к)	-797,5	-687,7	226
NbF ₅ (к)	-1813,4	-1698,7	157
Nb ₂ O ₅ (к)	-1898	-1764	137,2
Ne (г)	0	0	146,2
Ni (г)	423,0	379,2	182,1
Ni (к)	0	0	29,9
Ni ²⁺ (р)	—	-45,6	-126,0

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
NiBr ₂ (к)	-214	-205	129,7
NiCl ₂ (к)	-304,2	-258,0	98,07
NiCl ₂ ·4H ₂ O (к)	—	-1246,8	—
Ni(NH ₃) ₆ ²⁺ (р)	—	-246,9	347,9
Ni(OH) ₃ (к)	-670,7	-540,3	96
NiO (к)	-239,7	-211,6	37,9
Ni(OH) ₂ (к)	-543,5	-458,4	79,9
NiS (к)	-79	-76,9	52,97
NiSO ₄ (к)	-873,5	-763,8	103,9
NiSO ₄ ·7H ₂ O (к)	-2974,4	-2463,3	378,9
O (г)	246,8	231,8	160,9
O ₂ (г)	0	0	205,0
O ₃ (г)	-142,3	-162,7	238,8
OH ⁻ (р)	-230,2	-157,4	-10,8
H ₂ O (г)	-241,98	-228,8	188,9
H ₂ O (ж)	-286,0	-237,4	70,0
H ₂ O ₂ (ж)	-187,9	-120,5	109,6
H ₂ O ₂ (р)	-191,4	-133,8	142,4
Os (г)	—	742,6	192,5
Os (к)	0	0	32,6
OsO ₄ (к)	-394	-302,5	136,8
P (г)	314,64	278,28	163,1
P (к, бел.)	0	0	41,1
P (к, черн.)	-38,9	-33,47	22,7
P (к, красн.)	-17,6	-12,13	22,8
P ₄ (г)	58,9	24,5	279,9
PBr ₃ (г)	-138,0	-162,7	347,9
PBr ₄ (ж)	-184	-175,7	240,2
PCl ₃ (г)	-287,02	-260,5	311,7
PCl ₅ (г)	-374,89	-305,4	364,5
PF ₃ (г)	-918,81	-897,5	273,1
PF ₅ (г)	-1595,8	-1520,6	296
PH ₃ (г)	5,44	13,39	210,1
POCl ₃ (ж)	-597,1	-520,9	222,5
POF ₃ (ж)	-1197,3	-1148,95	285,4
P ₄ O ₆ (к)	-1569	—	—
P ₄ O ₁₀ (к)	-2984,0	-2697,8	228,8
HPO ₃ (к)	-976,9	—	—
HPO ₄ ²⁻ (р)	-1298,7	-1094,1	-36,8
H ₂ PO ₄ ⁻ (р)	-1302,5	-1135,1	90,37
H ₂ P ₂ O ₇ ²⁻ (р)	-2278,6	-2015,0	175,7
H ₃ PO ₃ (р)	-964,8	-856,8	167,3

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
H ₃ PO ₄ (р)	-1288,3	-1142,6	-158,1
H ₃ PO ₄ (к)	-1288,3	-1142,6	158,1
Pb (г)	195,6	162,2	175,3
Pb (к)	0	0	64,8
PbCO ₃ (к)	-700,0	-626,29	131,0
PbCl ₂ (к)	-360,9	-315,62	136,0
PbCrO ₄ (к)	-925,286	826,5	167
PbI ₂ (к)	-175,2	-173,6	175,4
Pb(NO ₃) ₂ (к)	-451,7	-258,9	217,9
PbO (к)	-219,4	-186,2	66,2
PbO ₂ (к)	-276,75	-218,45	71,97
Pb(OH) ₂ (к)	-512,9	-451,55	—
PbS (к)	-100,4	-98,8	91,2
PbSO ₄ (к)	-912	-814,3	148,67
Pb ₃ O ₄ (к)	-723,9	606,58	211,4
Pd (г)	380,3	333,7	163,2
Pd (к)	0	0	37,7
PdCl ₆ ²⁻ (р)	—	-440,6	230,9
Pt (г)	563	520,8	192,3
Pt (к)	0	0	41,5
PtBr ₄ (к)	-159	-105	163,5
PtCl ₄ (к)	-229,3	-163,8	267,9
PtCl ₄ ²⁻ (р)	-512,12	-362,8	154,9
PtCl ₆ ²⁻ (р)	—	-485,3	223,4
PtO ₂ (к)	-59,4	-97,9	281
Rb (г)	81,9	54,0	169,9
Rb (к)	0	0	76,2
RbBr (к)	-389,2	-378,1	112,3
RbCl (к)	-430,6	-405,8	91,6
RbH (к)	-54,31	-33,9	—
Rb ₂ CO ₃ (к)	-1128,0	-1046,0	171,5
RbF (к)	-549,3	-523,4	75,3
RbI (к)	-328,4	-325,5	118
RbNO ₃ (к)	-489,7	-390,4	140,0
RbOH (к)	-413,8	-364,0	79,5
Rb ₂ O (к)	-330	-292,9	108,8
Re (г)	776,76	733,31	187,82
Re (к)	0	0	37,19
ReBr ₃ (к)	-164,43	-140,6	184
ReCl ₃ (к)	-263,6	-189,95	123,9
ReO ₂ (к)	-423,8	-346,7	65,27
ReO ₃ (к)	-610,86	-532,2	80,75

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
ReO ₄ ⁻ (р)	-791,6	-699,1	202,1
ReS ₂ (к)	-138,9	-173,6	96,23
Re ₂ S ₇ (к)	-451,4	-422,6	—
Re ₂ O ₇ (к)	-1238	-1066,9	207,3
HReO ₄ (к)	-761,5	-656,9	152,3
Rh (г)	473,2	510,5	185,7
Rh (к)	0	0	31,5
RhCl ₃ (к)	-280	-176	159
RhCl ₆ ³⁻ (р)	—	-661,1	209,2
Ru (к)	0	0	28,5
RuO ₂ (к)	—	-252,8	58,6
RuO ₄ (к)	—	-150,6	141,0
S (г)	-273,0	232,4	167,7
S (к, монокл.)	0,38	0,188	32,6
S (к, ромб)	0	0	31,9
S ²⁻ (р)	—	92,5	-14,5
S ₂ (г)	-127,6	-78,6	228,18
S ₈ (г)	-101,95	-45,6	444,2
SO ₂ (г)	-297,2	-300,41	248,2
SO ₂ (к)	-331,1	—	—
SO ₂ Cl ₂ (ж)	-394,0	—	—
SO ₃ (г)	-376,2	-370	256,4
SO ₃ (ж)	-439,2	-362	95,5
SO ₃ (к)	-454,5	-368,6	52,3
S ₂ Cl ₂ (ж)	-58,2	—	—
H ₂ S (г)	-20,9	33	193,2
H ₂ S (р)	—	-27,9	108,8
H ₂ SO ₄ (ж)	-814	-690,7	157,0
Sb (г)	-268,57	228,46	180
Sb (к)	0	0	45,7
SbCl ₃ (к)	-381,4	-322,67	183,4
Sb ₂ O ₅ (к)	-1008,2	-865,3	125,2
Se (к)	0	0	42,2
Se (ст)	5,4	2,65	51,5
SeF ₆ (г)	—	-928,9	313,8
SeO ₂ (к)	-225,7	-171,6	66,7
H ₂ Se (г)	-126,9	-132,13	265,0
Si (г)	—	407,6	167,9
Si (к)	0	0	18,8
SiC (к)	-73,3	-70,9	16,67
SiCl ₄ (ж)	-664,8	-598,3	252,6
SiF ₄ (г)	-1616,0	-1573,6	282,2

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
SiF ₆ ²⁻ (р)	-2399	-2210,9	126,9
SiH ₄ (г)	30,6	53,2	204,7
SiO ₂ (кварц, к)	-911,6	-857,2	41,9
SiS ₂ (ж)	-156,1	-158,6	90,5
Si ₂ H ₆ (г)	71,5	126,0	274,5
H ₂ SiO ₃ (к)	-1189,1	-1019,1	—
H ₄ SiO ₄	-1480	—	—
Sn (г)	302,1	267,3	168,4
Sn (к, белое)	0	0	51,6
Sn (к, серое)	-2,1	-0,13	44,2
Sn ²⁺ (р)	-10,5	-27,3	-22,7
Sn ⁴⁺ (р)	-2,43	-2,4	-226,1
SnCl ₄ (ж)	-529,2	-458,1	259
SnH ₄ (г)	16,3	187,8	228,7
SnO (к)	-286,2	-258,1	56
Sn(OH) ₂ (к)	-506,3	-491,6	87,7
Sn(OH) ₄ (к)	—	-946	155
SnO ₂ (к)	-581,2	-520,2	52
SnS (к)	-110,2	-108,3	77,0
Sn(SO ₄) ₂ (к)	-1650	-1451,0	155,2
SnS ₂ (к)	-82,5	-74,1	87,5
Ti (г)	471,1	426,5	180,2
Ti (к, α)	0	0	30,6
TiBr ₄ (к)	-617,6	-590,3	243,6
TiC (к)	-186,2	-182,6	24,3
TiCl ₂ (к)	-516,7	-472,7	105,9
TiCl ₃ (к)	-721,0	-654,1	139,7
TiCl ₄ (г)	-763,2	-726,1	352,2
TiCl ₄ (ж)	-804,6	-737,7	252,3
TiF ₄ (к)	-1649,3	-1559,2	133,9
TiH ₂ (к)	-144,3	-105,1	29,7
TiI ₄ (г)	-284,5	-381,9	433
TiN (к)	-336,8	-308,1	30,1
TiO (к)	-518,4	-489,1	34,9
TiO ₂ (к, рутил)	-943,5	-888,2	50,2
Ti ₂ O ₃ (к)	-1520,5	-1434,1	78,8
TiO(OH) ₂ (к)	—	-1058,6	—
Ti(OH) ₃ (к)	-334	—	—
CaTiO ₃ (перовскит)	-1654,8	-1568,4	—
V (г)	515	468,6	182,2
V (к)	0	0	28,9

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
VCl ₂ (к)	-460,24	—	—
VCl ₃ (к)	-582,4	516,5	131
VCl ₄ (ж)	-695	-503,8	235,1
VF ₄ (к)	—	-1328,4	122,6
VF ₅ (г)	-1472,8	—	—
VN (к)	-217,1	-191,2	37,3
VO (к)	-418	-404,4	38,9
VO ²⁺ (р)	—	-456	109
V ₂ O ₃ (к)	-1238	-1159	98,3
V ₂ O ₅ (к)	-1573	-1428	130,96
W (г)	844	808	173,8
W (к)	0	0	32,6
WC (к)	-35,1	-40,2	35,6
W(CO) ₆ (г)	-877	-825,9	—
WO ₂ (к)	—	-533,9	—
WO ₂ Cl ₂ (к)	-836	-754	186,6
WO ₃ (к)	-843	-764,1	75,9
WO ₄ ²⁻ (р)	-1115,5	-920	63
H ₂ WO ₄ (к)	-1172,4	-1036,4,	117,2
Sr (г)	164,4	130,9	135,1
Sr ²⁺ (р)	—	—	-26,3
SrCO ₃ (к)	—	-1151,2	98,3
SrCl ₂ (к)	-878,5	—	112,9
SrF ₂ (к)	-1209,1	-1158,9	70,7
SrI ₂ (к)	-556,5	-564,8	164,0
Sr(NO ₃) ₂ (к)	—	-606,6	175,7
SrO (к)	-590,3	-573,5	55,6
Sr(OH) ₂ (к)	—	-866,5	86,6
SrS (к)	-473,2	-407,5	71,1
SrSO ₄ (к)	-1451,0	-1336,7	117,9
Tl (к)	0	0	64,18
TlBr (к)	-172,7	-167,4	122,6
TlOH (к)	-233,5	-190,6	255,2
Tl(OH) ₃	-516,6	—	102,1
Tl ₂ O (к)	-167,4	-153,1	161,1
Tl ₂ O ₃ (к)	-390,4	-321,4	148,1
TlF (к)	-327	-306,2	95,19
TlCl (к)	-204,1	-185,0	111,5
TlCl ₃ (к)	-311,3	-290,8	—
Ta (г)	774,98	731,72	—
Ta (к)	0	0	—
Ta ₂ O ₅ (к)	-2045,1	-1907,9	—

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , кДж/моль
Tc (г)	190,7	152,4	183,1
Tc (к)	0	0	49,5
TcO ₄ ⁻ (р)	-723,8	-630,2	313,8
Tc ₂ O ₇ (к)	-1113,3	-937,6	184,8
HTcO ₄ (к)	-690,5	-593,0	139,8
Te (г)	191,7	152,0	182,4
Te (к)	0	0	49,56
TeF ₆ (к)	-1323,0	-1226,4	337,26
TcO ₂ (к)	-322,6	-270,2	798
Zn (г)	129,74	951,86	60,87
Zn (к)	0	0	41,66
Zn ²⁺ (р)	-153,74	-147,26	-110,67
ZnBr ₂ (к)	-329,9	-312,65	136,1
ZnCO ₃ (к)	-818,59	-737,3	82,5
ZnCl ₂ (к)	-415,33	-369,6	111,54
ZnF ₂ (к)	-764,9	-714	73,73
ZnI ₂ (к)	—	—	161,08
Zn(NH ₃) ₄ ²⁺ (р)	-676,97	-536,4	—
Zn(NO ₃) ₂ (к)	-484,04	—	—
Zn(NO ₃) ₂ ·2H ₂ O (к)	-111,05	-795,9	258,2
Zn(NO ₃) ₂ ·6H ₂ O	-2308,35	-1776	462,6
ZnO (к)	-350,8	-320,88	43,67
Zn ²⁺ (р)	-153,7	-147,3	-110,7
Zn(OH) ₂ (к, ромб)	—	-554,79	76,15
Zn(OH) ₄ ²⁻ (р)	—	-905,4	—
ZnS (сфалерит, к)	-205,6	-200,85	57,78
ZnSO ₄ ·6H ₂ O (к)	-2780,8	-2325,5	363,8

Таблица П.5

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы металлов

Полуреакция	E° , В	Полуреакция	E° , В
Li ⁺ + e ⁻ = Li	-3,045	Tl ⁺ + e ⁻ = Tl	-0,396
K ⁺ + e ⁻ = K	-2,95	In ³⁺ + 3e ⁻ = In	-0,330
Rb ⁺ + e ⁻ = Rb	-2,925	Co ²⁺ + 2e ⁻ = Co	-0,277
Cs ⁺ + e ⁻ = Cs	-2,923	Ni ²⁺ + 2e ⁻ = Ni	-0,250
Ba ²⁺ + 2e ⁻ = Ba	-2,905	Mo ³⁺ + 2e ⁻ = Mo	-0,200
Sr ²⁺ + 2e ⁻ = Sr	-2,888	Sn ²⁺ + 2e ⁻ = Sn	-0,136

Полуреакция	$E^\circ, \text{В}$	Полуреакция	$E^\circ, \text{В}$
$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$	-2,866	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,126
$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	-2,714	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Fe}$	-0,037
$\text{La}^{3+} + 3\bar{e} = \text{La}$	-2,522	$\text{Sn}^{4+} + 4\bar{e} = \text{Sn}$	-0,010
$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	-2,363	$2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{H}_2$	0,000
$\text{Sc}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Sc}$	-2,077	$\text{Ge}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ge}$	0,000
$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Be}$	-1,847	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Bi}$	0,215
$\text{Hf}^{4+} + 4\bar{e} = \text{Hf}$	-1,700	$\text{Re}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Re}$	0,300
$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$	-1,662	$\text{Co}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Co}$	0,330
$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ti}$	-1,630	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	0,337
$\text{Zr}^{4+} + 4\bar{e} = \text{Zr}$	-1,539	$\text{Ru}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ru}$	0,450
$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	-1,179	$\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$	0,521
$\text{V}^{2+} + 2\bar{e} = \text{V}$	-1,175	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	0,799
$\text{Nb}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Nb}$	-1,100	$\text{Pb}^{4+} + 4\bar{e} = \text{Pb}$	0,840
$\text{Cr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cr}$	-0,913	$\text{Os}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Os}$	0,850
$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,763	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	0,850
$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,744	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pd}$	0,987
$\text{Ga}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Ga}$	-0,530	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pt}$	1,188
$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,440	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$	1,498
$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	-0,403	$\text{Au}^+ + \bar{e} = \text{Au}$	1,692

Таблица П.6

Криоскопические и эбулиоскопические константы растворителей

Растворитель	$K_{\text{к}}$	$K_{\text{э}}$	$t_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$
Вода	1,86	0,516	0	100
Анилин	5,87	3,22	-5,96	184,4
Ацетон	2,4	1,48	-94,6	56,0
Бензол	5,1	2,57	5,4	80,2
Диэтиловый эфир	1,73	2,02	-116,3	35,6
Камфора	40,0	6,09	174	204
Нитробензол	6,90	5,27	5,7	210,9
Фенол	7,8	3,6	41	182,1
Хлороформ	4,9	3,88	-63,2	61,2

Растворитель	K_K	K_s	$t_{пл}, ^\circ\text{C}$	$t_{кип}, ^\circ\text{C}$
Четыреххлористый углерод	2,98	5,3	-23	76,7
Этиловый спирт	—	1,16	-114,15	78,39

Таблица П.7

Константы нестойкости комплексных ионов

Формула	$K_{нест}$	Формула	$K_{нест}$
$[\text{AgBr}_2]^-$	$7,8 \cdot 10^{-8}$	$[\text{CdCl}_6]^{4-}$	$2,6 \cdot 10^{-3}$
$[\text{AgBr}_3]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-9}$	$[\text{CdBr}_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-4}$
$[\text{AgBr}_4]^{3-}$	$6,3 \cdot 10^{-10}$	$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-7}$
$[\text{AgCl}_2]^-$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	$[\text{CdI}_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-6}$
$[\text{AgCl}_3]^{2-}$	$4,0 \cdot 10^{-5}$	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-19}$
$[\text{AgCl}_4]^{3-}$	$1,2 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-64}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9,31 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$3,1 \cdot 10^{-33}$
$[\text{Ag}(\text{SCN})_2]^-$	$2,7 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$5,5 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Ag}(\text{SCN})_3]^{2-}$	$8,3 \cdot 10^{-10}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$7,75 \cdot 10^{-6}$
$[\text{Ag}(\text{SCN})_4]^{3-}$	$1,3 \cdot 10^{-11}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,8 \cdot 10^{-6}$
$[\text{AgI}_3]^{2-}$	$1,4 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$	$1,1 \cdot 10^{-30}$
$[\text{AgI}_4]^{3-}$	$1,8 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Cr}(\text{SCN})_4]^-$	$7,95 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$2,5 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$	$2,24 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]^{3-}$	$4,5 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3]^{2+}$	$2,89 \cdot 10^{-11}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$8 \cdot 10^{-22}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,14 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	$1 \cdot 10^{-33}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$	$1 \cdot 10^{-24}$
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$1,44 \cdot 10^{-20}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_3]^{2-}$	$2,6 \cdot 10^{-29}$
$[\text{AlF}_4]^-$	$1,8 \cdot 10^{-18}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$	$5 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$	$5,0 \cdot 10^{-39}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-28}$
$[\text{Au}(\text{SCN})_2]^-$	$1 \cdot 10^{-23}$	$[\text{Cu}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$3,02 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Au}(\text{SCN})_4]^-$	$1 \cdot 10^{-42}$	$[\text{CuI}_2]^-$	$1,75 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Au}(\text{SCN})_6]^{3-}$	$9,12 \cdot 10^{-43}$	$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$7,6 \cdot 10^{-17}$
$[\text{AuCl}_4]^-$	$5 \cdot 10^{-22}$	$[\text{Cu}(\text{SO}_3)_2]^{2-}$	$3,1 \cdot 10^{-9}$
$[\text{AuBr}_2]^-$	$4 \cdot 10^{-13}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-15}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-31}$
$[\text{BeF}_4]^{2-}$	$4,2 \cdot 10^{-17}$	$[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$	$6,3 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Bi}(\text{OH})_4]^-$	$6,31 \cdot 10^{-36}$	$[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2]^-$	$1,05 \cdot 10^{-3}$
$[\text{BiI}_6]^{3-}$	$7,5 \cdot 10^{-20}$	$[\text{FeF}_6]^{3-}$	$8 \cdot 10^{-17}$
$[\text{BiCl}_6]^{3-}$	$3,8 \cdot 10^{-7}$	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Bi}(\text{SCN})_6]^{3-}$	$6 \cdot 10^{-5}$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$[\text{BiBr}_6]^{3-}$	$3,02 \cdot 10^{-10}$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$7,56 \cdot 10^{-8}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1,48 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$7,3 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$5,9 \cdot 10^{-22}$

Формула	$K_{\text{нест}}$	Формула	$K_{\text{нест}}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,41 \cdot 10^{-19}$	$[\text{Hg}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Cd}(\text{NO}_2)_4]^{2-}$	$7,95 \cdot 10^{-4}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$1,12 \cdot 10^{-8}$
$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$9,3 \cdot 10^{-3}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$1,86 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Ti}(\text{CN})_4]^-$	$1 \cdot 10^{-35}$
$[\text{PbI}_4]^{2-}$	$1,05 \cdot 10^{-4}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$3,46 \cdot 10^{-10}$
$[\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_4]^{2-}$	$3,8 \cdot 10^{-2}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-17}$
$[\text{TiCl}_4]^-$	$1 \cdot 10^{-18}$	$[\text{Zn}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-2}$
$[\text{TiI}_4]^-$	$1,52 \cdot 10^{-32}$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-16}$

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

Основная литература

1. *Глинка, Н. Л.* Общая химия : учеб. пособие для нехимических специальностей вузов. — М. : КноРус, 2012. — 749 с.
2. *Глинка, Н. Л.* Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для нехимических специальностей вузов / под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. — М. : КноРус, 2014. — 240 с.
3. Общая химия. Теория и задачи / Н. В. Коровин, Н. В. Кулешов, О. Н. Гончарук [и др.]. — 3-е изд., стер. — СПб. : Лань, 2018. — 492 с.
4. *Гельфман, М. И.* Химия / М. И. Гельфман, О. В. Ковалевич, В. П. Юстратов. — 6-е изд., стер. — СПб. : Лань, 2017. — 336 с.
5. *Вольхин, В. В.* Общая химия. Основной курс : учеб. пособие. — 2-е изд., стер. — СПб. : Лань, 2008. — 464 с.

Дополнительная литература

1. *Угай, Я. А.* Общая и неорганическая химия : учебник для вузов. — М. : Высшая школа, 2007. — 527 с.
2. *Вольхин, В. В.* Общая химия. Специальный курс : учеб. пособие. — 2-е изд., стер. — СПб. : Лань, 2008. — 448 с.
3. *Вольхин, В. В.* Общая химия. Избранные главы : учеб. пособие. — 2-е изд., стер. — СПб. : Лань, 2008. — 384 с.
4. *Ахметов, Н. С.* Общая и неорганическая химия : учебник. — 10-е изд., стер. — СПб. : Лань, 2019. — 744 с.
5. *Суворов, А. В.* Общая химия : учебник для вузов / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. — СПб. : Химиздат, 2007.
6. Краткий справочник физико-химических величин / под ред. А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. — СПб. : Специальная литература, 1999. — 232 с.
7. *Лурье, Ю. Ю.* Справочник по аналитической химии. — М. : Химия, 1989. — 448 с.
8. *Лидин, Р. А.* Справочник по общей и неорганической химии. — М. : Колосс, 2008.

Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

1. Электронно-библиотечная система «Лань» [Электронный ресурс]. — Режим доступа: <http://e.lanbook.com>.
2. ЭБС «Консультант студента» [Электронный ресурс]. — Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru>.
3. Электронно-библиотечная система Znanium.com [Электронный ресурс]. — Режим доступа: <http://znanium.com>.
4. Электронная библиотека «НЭЛБУК» [Электронный ресурс]. — Режим доступа: <http://www.nelbook.ru>.

ОГЛАВЛЕНИЕ

1. ПОРЯДОК РАБОТЫ И ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ В ЛАБОРАТОРИИ ХИМИИ	3
2. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА (БАКАЛАВРИАТ, ЛЕКЦИОННЫЙ КУРС: 18 ч)	5
3. СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА (БАКАЛАВРИАТ, ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ (18 ч), ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ (18 ч))	7
4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА (СПЕЦИАЛИТЕТ, ЛЕКЦИОННЫЙ КУРС: 36 ч)	10
5. СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА (СПЕЦИАЛИТЕТ, ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ (18 ч), ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ (18 ч))	12
6. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ (МЕТОДИКИ ВЫПОЛНЕНИЯ И ФОРМЫ ОТЧЕТОВ)	14
6.1. Лабораторная работа «Классы неорганических соединений»	14
6.2. Лабораторная работа «Определение молярной массы эквивалента металла»	16
6.2.1. Форма отчета к лабораторной работе «Определение молярной массы эквивалента металла»	19
6.3. Лабораторная работа «Определение теплового эффекта химической реакции»	20
6.3.1. Форма отчета к лабораторной работе «Определение теплового эффекта химической реакции»	23
6.4. Лабораторная работа «Химическая кинетика»	25
6.4.1. Форма отчета к лабораторной работе «Химическая кинетика»	29
6.5. Лабораторная работа «Химическое равновесие» (для бакалавриата)	33
6.6. Лабораторная работа «Равновесие в растворах электролитов. Гидролиз солей»	39
6.6.1. Форма отчета к лабораторной работе «Равновесие в растворах электролитов. Гидролиз солей»	41
6.7. Лабораторная работа «Химические источники тока»	44
6.7.1. Форма отчета к лабораторной работе «Химические источники тока»	45

6.8. Лабораторная работа «Электролиз»	47
6.8.1. Форма отчета к лабораторной работе «Электролиз»	48
6.9. Лабораторная работа «Коррозия металлов»	51
6.9.1. Форма отчета к лабораторной работе «Коррозия металлов»	53
6.10. Лабораторная работа «Комплексные соединения» (выполняется для специалитета)	54
6.10.1. Форма отчета к лабораторной работе «Комплексные соединения»	56
ПРИЛОЖЕНИЕ	59
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ	87

*Нина Александровна ЩЕГОЛИХИНА,
Людмила Владимировна МИНАЕВСКАЯ,
Марина Владимировна ТКАЧЁВА*

ОБЩАЯ ХИМИЯ
ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ
ДЛЯ ИНЖЕНЕРНО-ТЕХНИЧЕСКИХ
НАПРАВЛЕНИЙ ПОДГОТОВКИ И СПЕЦИАЛЬНОСТЕЙ
Учебно-методическое пособие

Редакция
естественнонаучной литературы
Ответственный редактор *Т. С. Спирина*
Подготовка макета *С. В. Орловский*
Корректор *А. В. Попова*
Выпускающий *Т. С. Симонова*

ЛР № 065466 от 21.10.97
Гигиенический сертификат 78.01.10.953.П.1028
от 14.04.2016 г., выдан ЦГСЭН в СПб
Издательство «ЛАНЬ»
lan@lanbook.ru; www.lanbook.com
196105, Санкт-Петербург, пр. Юрия Гагарина, д. 1, лит. А
Тел./факс: (812) 336-25-09, 412-92-72
Бесплатный звонок по России: 8-800-700-40-71

Подписано в печать 05.09.19.
Бумага офсетная. Гарнитура Школьная. Формат 84×108^{1/32}.
Печать офсетная. Усл. п. л. 4,83. Тираж 100 экз.

Заказ № 591-19.

Отпечатано в полном соответствии
с качеством предоставленного оригинал-макета
в АО «Т8 Издательские Технологии».
109316, г. Москва, Волгоградский пр., д. 42, к. 5.